

ENCYCLOPÉDIE DE SCIENCE CHIMIQUE APPLIQUÉE
PUBLIÉE SOUS LA DIRECTION DE C. CHABRIÉ

EMILIO DAMOUR, JEAN CARNOT
ETIENNE RENGADE

LES SOURCES
DE
L'ÉNERGIE CALORIFIQUE

PARIS & LIÈGE

CH. BÉRANGER EDITEUR



ENCYCLOPÉDIE

DE

SCIENCE CHIMIQUE

APPLIQUÉE AUX ARTS INDUSTRIELS

PUBLIÉE SOUS LA DIRECTION DE

M. C. CHABRIÉ

Professeur à la Sorbonne,
Directeur de l'Enseignement de la Chimie appliquée,
Professeur à l'École des Hautes Etudes commerciales.

AVEC LA COLLABORATION DE

- MM. AMAGAT (E.-H.), membre de l'Institut; BAUME (G.), privat-docent à l'Université de Genève
BINET DE JASSONNEIX (A.), docteur ès sciences, préparateur à la Sorbonne
BOUCHERON (H.), professeur honoraire à l'École Centrale des arts et manufactures
CARNOT (J.), ingénieur civil des mines
CARRÉ (P.), docteur ès sciences, professeur à l'École des Hautes Etudes commerciales
CHARADOT (Eug.), docteur ès sciences, inspecteur de l'Enseignement technique
CHESNEAU (G.), inspecteur général des Mines, professeur à l'École nationale des Mines
DAMOIR (Emilio), ingénieur civil des mines, lauréat de l'Institut
DÉCOMBE (L.), sous-dir. du Laboratoire d'enseignement de la Physique à la Sorbonne
DONY-HÉNAULT (O.), professeur à l'École des Mines et Faculté polytechnique de Mons
ÉTIENNE (G.), ingén. au corps des Mines, professeur à l'École nationale des Mines
FERNBACH (A.), professeur à l'Institut Pasteur, maître de conférences à la Sorbonne
GALL (H.), ingénieur, administrateur délégué de la Société d'Electro-Chimie
GUYE (Ph.-A.), professeur à l'Université de Genève
HANRIOT (M.), direct. des essais à la Monnaie de Paris, membre de l'Académie de Médecine
LE CHATELIER (H.), membre de l'Institut, prof. à la Sorbonne, inspect. génér. des Mines
PORTEVIN (A.), ingénieur des Arts et Manufactures, chef de service
aux usines de Dion-Bouton
RENGADE (E.), docteur ès sciences, chef des travaux de Chimie à la Sorbonne
SABATIER (P.), doyen de la Faculté des Sciences de Toulouse, correspondant de l'Institut
SEYEWETZ (A.), sous-directeur de l'École de Chimie industrielle de Lyon
SISLEY (P.), ingénieur, professeur à la Société d'Enseignement professionnel du Rhône
VENNIN (L.), ingénieur des poudres et salpêtres.

M. E. RENGADE. Secrétaire de la rédaction.

TOME PREMIER — LES SOURCES DE L'ÉNERGIE CALORIFIQUE

PARIS ET LIÈGE

LIBRAIRIE POLYTECHNIQUE, CH. BÉRANGER, ÉDITEUR

PARIS, 15, RUE DES SAINTS-PÈRES

LIÈGE, 21, RUE DE LA RÉGENCE

1912



ENCYCLOPÉDIE DE SCIENCE CHIMIQUE APPLIQUÉE

LES SOURCES
DE
L'ÉNERGIE CALORIFIQUE

PAR MM.

EMILIO DAMOUR, JEAN CARNOT
ÉTIENNE RENGADE

PREMIÈRE PARTIE :

LA COMBUSTION ET LA GAZÉIFICATION

PAR EMILIO DAMOUR

LE CHAUFFAGE ÉLECTRIQUE

PAR JEAN CARNOT

DEUXIÈME PARTIE :

LES COMBUSTIBLES

PAR ÉTIENNE RENGADE

PARIS ET LIÈGE

LIBRAIRIE POLYTECHNIQUE, CH. BÉRANGER, ÉDITEUR

PARIS, 15, RUE DES SAINTS-PÈRES,

LIÈGE, 21, RUE DE LA RÉGENCE

1912

Tous droits réservés.



ERRATA

- Page 43, *ligne 4* en remontant, *au lieu de* : Van't Hoff, *lire* : Van't Hoff.
- Page 43, *ligne 3* en remontant, *au lieu de* : Nernst, *lire* : Nernst.
- Page 49, *ligne 13* en remontant, *au lieu de* : est résumé, *lire* : sont résumés.
- Page 64, *ligne 47*, *au lieu de* : de signes contraires, *lire* : de signe contraire.
- Page 70, *ligne 4*, *au lieu de* : constante, *lire* : constantes.
- Page 70, *ligne 15*, *au lieu de* : lui faire subir, *lire* : lui faire subir.
- Page 88, *légende de la fig. 9*, *au lieu de* : destructeur, *lire* : destructeur.
- Page 90, *légende de la fig. 40*, *au lieu de* : dans un four, *lire* : dans un four.
- Page 142, *légende de la fig. 17*, *au lieu de* : électrocutrice, *lire* : électromotrice.
- Page 131, *ligne 13* en remontant, *au lieu de* : constitué de l'oxyde de fer, *lire* : constitué par de l'oxyde de fer.
- Page 139, *dernière ligne* (note), *au lieu de* : analyse sur l'eudiomètre, *lire* : analyse par l'eudiomètre.
- Page 155, *ligne 9*, *au lieu de* : combinant, *lire* : comburant.
- Page 198, *ligne 12* en remontant, *au lieu de* : confirmé, *lire* : confirmée.
- Page 209, *ligne 2* et *3* en remontant, *au lieu de* : en kilogramme, fer brut, *lire* : en kilogrammes de fer brut.
- Page 232, *ligne 16* en remontant, *au lieu de* : laboraloire, *lire* : laboratoire.
- Page 259, *ligne 9* (note) en remontant, *au lieu de* : gazogènes à cendrier fermés, *lire* : gazogènes à cendriers fermés.
- Page 259, *ligne 14* (note) en remontant, *au lieu de* : nous serons, *lire* : nous serions.
- Page 262, *ligne 16*, *au lieu de* : par le laboratoire, *lire* : pour le laboratoire.
- Page 281, *ligne 5* en remontant, *au lieu de* : étendue, *lire* : étendre.
- Page 284, *ligne 7* en remontant, *au lieu de* : les diverses substances, *lire* : de diverses substances.
- Page 284, *ligne 10* en remontant, *au lieu de* : ces valeurs, *lire* : les valeurs.
- Page 306, *ligne 19* en remontant, *au lieu de* : se sont produits, *lire* : se sont produites.
- Page 322, *ligne 12* en remontant, *au lieu de* : matière volatile, *lire* : matières volatiles.
- Page 328, *ligne 5* en remontant, *au lieu de* : $CO = CO^2 + C$, *lire* : $2 CO = CO^2 + C$.
- Page 359, *ligne 12*, *au lieu de* : inférieures, *lire* : intérieures.
- Page 359, *ligne 8* en remontant, *au lieu de* : on pilonne le coke, *lire* : on pilonne la houille.
- Page 360, *dernière ligne* (note), *au lieu de* : 1608, *lire* : 1908.
- Page 365, *lignes 14* et *15* en remontant, *au lieu de* : on réalise une circulation méthodique des gaz de l'eau, *lire* : on y réalise une circulation méthodique des gaz et de l'eau.
- Page 371, *ligne 13*, *au lieu de* : CH^0-2 , *lire* : C^0H^0-2 .
- Page 392, *ligne 5*, après : voici à ce sujet les procédés, *ajouter* : voir le tableau p. 391.
- Page 394, *ligne 1*, *au lieu de* : des dégagements importants des gaz, *lire* : de gaz.
- Page 413, *ligne 8*, *au lieu de* : Harvey, *lire* : Harvey.
- Page 414, *ligne 6* en remontant, *au lieu de* : possible, *lire* : fusible.
- Page 415, *ligne 15*, *au lieu de* : hauteur de la courbe, *lire* : hauteur de la couche.
- Page 419, *ligne 16* en remontant, *au lieu de* : la quantité suffisante, *lire* : en quantité suffisante.
- Page 463, *ligne 6*, *au lieu de* : de l'alcool, *lire* : de l'air.
- Page 498, *note*, *au lieu de* : Sa soudure autogène, *lire* : Soudure autogène.



IDÉES DIRECTRICES

Le plan de l'Encyclopédie de Science chimique appliquée aux arts industriels et le nom de l'ouvrage résultent d'une évolution qui s'est produite dans l'Enseignement supérieur technique de la Chimie sous l'impulsion d'un savant éminent dont j'exposerai plus loin les idées. L'utilité de cet ouvrage m'a paru démontrée par la nature des conseils qui m'ont été demandés souvent par un certain nombre d'anciens élèves éloignés des centres d'enseignement supérieur et occupant dans l'industrie des situations exigeant de leur part l'application journalière de connaissances scientifiques élevées.

Au lieu d'expliquer tout de suite le caractère spécial de l'Encyclopédie et la méthode qui a été suivie dans le choix des matières qui la constituent, je préfère exposer au lecteur quelles ont été les influences qui ont développé en moi certaines idées directrices et qui m'ont conduit à entreprendre, avec l'aide de très distingués collaborateurs, une publication d'un caractère si particulier.

Lorsque Charles Friedel demanda et obtint la fondation à l'Université de Paris des laboratoires d'enseignement pratique de la chimie, il voulut que les jeunes gens qui se destinaient à faire leur carrière comme chimistes eussent une forte instruction au point de vue expérimental. Il visait un double but : préparer aux recherches originales ceux qui voudraient être des savants ou des inventeurs ; donner une technique rigoureuse et



complète aux futurs chimistes employés dans les diverses branches de l'industrie. Pour ceux-ci surtout il voulut organiser des manipulations embrassant, autant que possible, toutes les parties de la chimie.

Quand il fit créer un cours de chimie appliquée à la Faculté des Sciences, par l'Université de Paris, il avait le désir que les élèves des laboratoires d'enseignement eussent une idée des opérations effectuées dans l'industrie chimique et sans doute des problèmes dont cette industrie cherche toujours la solution.

Je puis être très affirmatif sur les désirs de cet illustre maître en ce qui concerne l'organisation des laboratoires d'enseignement car il eut le temps d'en suivre le développement pendant près de trois années. Il en approuva le programme rédigé d'après ses indications et qui fut mis en œuvre sous ses yeux.

En ce qui concerne le cours de chimie appliquée dont il ne fit que demander la création avant sa mort, je ne puis savoir aussi exactement comment il désirait le voir orienté.

Aujourd'hui que je me souviens des entretiens que j'eus avec Friedel, puis avec Moissan : maintenant que quinze promotions d'élèves se sont succédé dans nos laboratoires et ont suivi nos leçons, il me paraît intéressant de discuter les opinions les plus remarquables des savants et des industriels contemporains qui ont écrit sur l'enseignement supérieur technique.

On sait qu'on a été jusqu'à nier que l'Université dût s'en occuper¹. Beaucoup d'hommes compétents voulaient surtout qu'on fit des établissements pour classer les jeunes gens selon leurs aptitudes beaucoup plus que pour les instruire, afin de débarrasser l'industrie des sujets mal doués pour y réussir. Cette idée ingénieuse ne saurait être appliquée dans les pays où le goût de la liberté est beaucoup plus développé que l'esprit de discipline. La création d'écoles supérieures pour former des

¹ Voir Le Chatelier : *Le but et les méthodes de l'enseignement technique supérieur* (*Technique Moderne*, III, n° 5, 1911).



chimistes destinés à l'industrie a été réclamée avec éloquence en France depuis 1878, date du rapport de M. Ch. Lauth sur la classe des produits chimiques à l'Exposition universelle de Paris.

En 1897, ce savant industriel développait de nouveau sa pensée¹ en disant : « Les laboratoires de Paris ne sont pas des laboratoires d'enseignement... Ils sont excellents pour ceux qui savent et insuffisants pour ceux qui veulent apprendre. »

Sans doute sa critique visait surtout les laboratoires de la Sorbonne et du Collège de France, car à ce moment, des écoles techniques avaient été fondées à Paris, à Lyon, à Nancy et à Lille.

L'Institut de chimie appliquée venait à peine de naître.

M. Lauth ajoutait : « Espérons que la direction donnée à ces établissements sera telle... que la connaissance des applications industrielles n'y soit pas reléguée au dernier plan... »

Cette pensée le hantait, car il insistait sur la nécessité pour les maîtres de s'intéresser aux choses de l'industrie, d'en connaître les besoins, de rechercher et d'apprécier la société des manufacturiers, d'être tenu par eux au courant de leurs besoins. Il citait un passage d'un discours de Berthelot au 2^e Congrès international de chimie appliquée tenu à Paris en 1896 dans lequel ce maître disait : « En chimie, comme dans toutes les études vraiment profitables aux hommes, la théorie et la pratique se rattachent l'une à l'autre par des liens indissolubles. »

Pendant qu'en France s'élevaient de toutes parts des écoles ou des instituts de chimie, Sir Henry White en Angleterre, Th. Peters et Krupp en Allemagne, Solvay à Bruxelles, Carnegie en Amérique, contribuaient par leur autorité et plusieurs d'entre eux par leurs donations à des fondations dont le but se rattachait à la grande question de l'enseignement technique.

On le voit, l'immense majorité des hommes compétents ne

¹ *Science pure et science appliquée*, par Ch. Lauth. *Revue scientifique*, n° 9, janvier 1897.



mettent plus en doute l'utilité des études scientifiques dirigées en vue des applications.

Alors se pose la question suivante : « Que doit être cet enseignement ? »

Je ne parlerai ici que de l'enseignement supérieur, de celui qui peut être donné dans les Universités.

La réponse à cette question a été faite avec beaucoup de précision et en maintes occasions par M. H. Le Chatelier. Je citerai donc les termes mêmes dans lesquels elle a été exprimée par lui dans une conférence récente¹ :

« L'enseignement professionnel sera nécessairement remplacé, à plus ou moins brève échéance, dans les écoles techniques, par un enseignement scientifique d'une nature spéciale que j'appelle la science industrielle. » Et plus loin M. Le Chatelier en donne la définition suivante : « Elle ne s'attarde pas à la description détaillée des multiples procédés de fabrication, ni à la description des appareils employés ; elle se contente d'en donner un résumé sommaire, en quelque sorte schématique, suffisant cependant pour faire comprendre la nature des phénomènes... Elle concentre ses efforts sur le rapprochement scientifique des phénomènes distincts mis en œuvre par la force même des choses dans une opération industrielle donnée ; elle rappelle simplement les connaissances acquises dans les études scientifiques proprement dites en se contentant de les compléter par une série de renseignements numériques.... La science pure est essentiellement abstraite de sa nature ; la science industrielle est au contraire synthétique, elle reprend chacune des sciences abstraites pour les grouper autour de chaque fait réel, en accordant à chacune d'elles une place proportionnée à sa part dans le résultat final. »

A cette conception à la fois élevée et pratique de la science industrielle, j'ajouterai seulement que, devant les étudiants

¹ Conférence de *La technique moderne* faite par M. H. Le Chatelier, en mai 1911 sous la présidence de M. Appell, doyen de la Faculté des Sciences de Paris.



d'une Université, il y a un intérêt véritable à traiter certaines questions de l'histoire des principales industries, de celles qui sont bien connues et dont les transformations successives pendant un temps assez long montrent, d'une manière saisissante, comment on doit chercher à développer une industrie pour qu'elle profite des découvertes de la science pure.

D'ailleurs, l'idée qu'un chef d'industrie doit surtout posséder une forte instruction générale plutôt que des connaissances trop spécialisées a été récemment reprise par le Président de la « Society of chemical Industry ». M. Walter Reid s'exprimait ainsi¹ : « La rapidité du développement des produits et des méthodes nouvelles de la chimie industrielle est telle qu'il est devenu très difficile de suivre toutes les applications de la science avec notre industrie, et la tendance de notre époque est vers la spécialisation... mais la subdivision a ses désavantages et les directeurs d'usines doivent avoir une instruction très étendue, même sur les sciences autres que la chimie..... il faut avoir des connaissances de science générale et spécialement des méthodes conduisant aux applications. »

Il ne serait pas sans intérêt d'exposer ici les opinions qui ont été émises sur la manière de développer l'initiative des futurs industriels, de parler, comme l'a fait aussi M. Le Chatelier², de l'importance des qualités du caractère chez ceux qui auront à commander, à obéir et à se diriger eux-mêmes à travers toutes les difficultés de la vie industrielle.

La meilleure manière d'agir sur les jeunes esprits a toujours été de leur montrer de bons exemples. Il faut donc leur donner des maîtres capables d'exciter chez eux des sentiments de justice, une volonté tenace et le goût du travail.

Les opinions des hommes éminents que j'ai citées, l'expérience de l'enseignement et aussi la fréquentation des indus-

¹ Reprinted from the journal of the Society of chemical Industry, July 31, 1911. Proceedings of the annual meeting. Sheffield 1911.

² Discours prononcé à la cérémonie de distribution des diplômes aux élèves de l'Institut de chimie appliquée de Paris. Juillet 1909.



triels peuvent suffire pour indiquer à un professeur de chimie appliquée la meilleure manière d'être utile à ses élèves pendant leur séjour à l'Université.

Mais est-ce là tout son devoir ?

Son action ne doit-elle pas suivre ses anciens élèves après leur sortie de l'École et peut-être jusque dans les usines où ils travaillent lorsqu'ils mettent à profit leur savoir rapidement acquis dans les instituts de chimie ?

La pensée qui est venue à beaucoup de personnes a été de compléter l'instruction scientifique des ingénieurs chimistes par des stages bien choisis dans de grandes fabriques. La question a été reprise et amplement discutée au Congrès international de l'Enseignement technique supérieur tenu à Bruxelles¹ en septembre 1910.

Sans nier aucunement les avantages des stages passagers dans les usines, je crains qu'ils ne soient pas un guide suffisant pour les futurs ingénieurs. On ne peut, en effet, les multiplier pour un même chimiste qui sera donc exposé, après avoir fait un stage dans un établissement métallurgique je suppose, à faire sa carrière dans une fabrique de parfums. Cette circonstance se présentera souvent.

Il m'a semblé que la meilleure manière d'être utile à nos anciens élèves serait de réunir dans une même collection tous les principes de science pure pouvant leur être utile dans les diverses branches de l'industrie chimique.

Pour que cette encyclopédie de *Science chimique appliquée aux Arts industriels* fût vraiment un guide précieux pour tous ceux qui sont déjà bien au courant de leur industrie spéciale, il fallait que chaque chapitre fût rédigé par un savant dont la compétence fût absolue et unanimement reconnue. Aussi, après avoir eu l'idée d'une semblable publication, il fallut provoquer les bonnes volontés des hommes choisis parmi les plus quali-

¹ Voir le compte rendu sommaire de ce Congrès dans la *Revue de l'enseignement technique*, n° 1, octobre 1910, p. 46.



fiés par leurs travaux, par leurs fonctions et par leur talent pour une œuvre aussi considérable.

Les noms seuls des collaborateurs de cette encyclopédie, dont plusieurs sont célèbres, sont la meilleure garantie de l'accueil qu'elle recevra dans le public auquel elle est destinée. Je tiens à leur témoigner ici ma vive gratitude pour leur concours dont j'apprécie toute la haute valeur.

La division de l'ouvrage en douze volumes permettra aux ingénieurs spécialisés de n'acquérir que les parties de l'encyclopédie qui leur seront utiles.

Enfin, les matières traitées dans chaque volume ne sont pas, le plus souvent, relatives à une industrie déterminée mais à des principes généraux de science ayant de grandes analogies.

Le lecteur ne trouvera donc que peu de descriptions, mais des méthodes, des idées générales, des explications, des procédés de mesure ou de calcul.

Ainsi comprises et divisées, les notions de science chimique seront répandues dans les usines au grand bénéfice des savants qui les auront exposées et des industriels qui les appliqueront et sauront en apprécier les bienfaits.

C. CHABRIÉ.



TABLE GÉNÉRALE DES MATIÈRES

PREMIÈRE PARTIE

LA COMBUSTION ET LE CHAUFFAGE ÉLECTRIQUE

PAR EMILIO DAMOUR ET JEAN CARNOT

PRÉFACE XXVI

CHAPITRE PRÉLIMINAIRE

LES SOURCES DE L'ÉNERGIE CALORIFIQUE : EXPOSÉ, DÉFINITIONS 1

Définition du chauffage industriel. 5

CHAPITRE PREMIER

DONNÉES SCIENTIFIQUES EXPÉRIMENTALES OU THÉORIQUES NÉCESSAIRES A L'ÉTUDE
DU CHAUFFAGE INDUSTRIEL A L'AIDE DES DIVERSES SOURCES D'ÉNERGIE 9

**A. Étude des différentes sources d'énergie, leurs valeurs thermiques,
leurs équivalences. Choix des unités** 9

§ 1. **Energie calorifique dégagée par les combustions. Chaleurs de combustion** 10

Chaleurs de combustion et pouvoirs calorifiques 10

Combustion dans l'air atmosphérique 13

Combustion en présence de la vapeur d'eau, rôle de la vapeur d'eau
dans les fours 14

Combustion des composés hydrogénés, hydrocarbures, alcools 15

Chaleur de combustion ou pouvoir calorifique des combustibles indus-
triels 16

1^o Correction pour combustion à pression constante 20

2^o Correction correspondant à la non-condensation de l'eau dans les
combustions industrielles 21

3^o Conséquences dans l'étude des combustibles industriels 22

Chaleur de combustion d'un pétrole de Bakou 23

Exemple de détermination et de calcul 23

Tableau des pouvoirs calorifiques des combustibles usuels 272

§ 2. **Energie thermique mise en œuvre dans les fours. Chaleurs d'échauffe-
ment et chaleurs spécifiques des gaz** 24



| | |
|---|----|
| Tableau des chaleurs d'échauffement | 25 |
| § 3. Energie chimique | 28 |
| <i>a</i>) Chaleur dégagée par les réactions chimiques. | 28 |
| 1° Energie chimique suffisante pour chauffer le laboratoire. | 28 |
| 2° Energie chimique positive, insuffisante pour maintenir le laboratoire en température. | 29 |
| 3° Energie chimique nulle | 30 |
| 4° Energie chimique négative | 30 |
| <i>b</i>) Détermination de l'énergie chimique spéciale | 31 |
| <i>c</i>) Autres manifestations diverses de l'énergie chimique. | 32 |
| Production secondaire d'électricité | 32 |
| § 4. Energie mécanique et énergie cinétique | 34 |
| § 5. Energie électrique | 35 |
| <i>a</i>) Rôle et effet utile de l'électricité dans les transformations d'énergie | 35 |
| <i>b</i>) Unités électriques. Loi de Joule. | 39 |
| Rendement calorifique d'un four électrique. | 41 |
| § 6. Energie élastique | 42 |
| B. Quelques notions de thermodynamique | 45 |
| Dissociation. Equilibres chimiques. Enoncé des lois générales de l'énergétique | 46 |
| Réversibilité et irréversibilité. | 46 |
| § 1. Dissociation | 47 |
| <i>a</i>) Dissociation de l'acide carbonique | 49 |
| <i>b</i>) Dissociation de la vapeur d'eau | 50 |
| <i>c</i>) Dissociation de l'oxyde de carbone. | 51 |
| § 2. Equilibres chimiques des gaz et des combustibles. Application de ces lois à l'étude des gazogènes | 54 |
| Condensation des gaz. | 59 |
| <i>a</i>) Equilibre du gaz Siemens | 56 |
| <i>b</i>) Equilibre du gaz mixte $\text{CO} + \text{CO}^2 + \text{H}^2$ | 57 |
| <i>c</i>) Equilibre du gaz à l'eau; action de l'eau sur le charbon. | 59 |
| § 3. Principes généraux de la thermodynamique | 62 |
| <i>a</i>) Conservation de l'énergie. Principe de l'état initial et de l'état final. | 62 |
| <i>b</i>) Lois des équilibres chimiques | 64 |
| 1° Loi du déplacement de l'équilibre | 64 |
| 2° Loi d'isoéquilibre. | 69 |
| 3° Loi de l'action de masse | 71 |
| Formule générale d'équilibre des gaz | 72 |

CHAPITRE II

DE L'OBTENTION DES HAUTES TEMPÉRATURES

| | |
|--|----|
| A. Étude des températures développées dans les fours : températures de régime et températures de combustion | 74 |
| § 1. Des différents moyens d'obtenir les hautes températures | 74 |
| § 2. Températures de combustion. calcul de ces températures | 77 |
| <i>a</i>) Méthode graphique de calcul des températures de combustion. Calcul des principaux cas industriels de combustion | 77 |
| 1° Combustion de l'hydrogène, du carbone et de l'oxyde de carbone dans l'air froid. | 78 |
| 2° Exemple de calcul de température de combustion dans le cas le plus général | 80 |



| | |
|---|------------|
| <i>b.</i> Influence du dosage exact de l'air sur la température de combustion. Abaissement de cette température par un excès d'air | 81 |
| Combustion du carbone dans l'air froid en diverses proportions. | 82 |
| <i>c.</i> Exemples industriels de calculs de la température de combustion | 85 |
| 1° Combustion du pétrole dans un foyer de chaudière | 85 |
| 2° Température de combustion dans les fours destructeurs d'ordures ménagères | 86 |
| 3. Température de régime | 89 |
| <i>a.</i> Classement des fours par régimes | 91 |
| 1° Température constante dans un laboratoire unique et invariable | 92 |
| 2° Plusieurs températures constantes dans plusieurs laboratoires se commandant les uns les autres | 92 |
| 3° Température variable décroissant insensiblement depuis le foyer jusqu'à la cheminée, avec régime continu | 92 |
| 4° Combinaison du laboratoire à température constante avec second laboratoire à température variable | 92 |
| 5° Fours à régime variable avec le temps à température uniforme dans le laboratoire. | 92 |
| 6° Fours à régime variable avec le temps à températures non uni- formes d'un point à l'autre du laboratoire | 93 |
| <i>b.</i> Quelques données expérimentales de températures de régime | 93 |
| § 4. Moyens pratiques de déterminer les températures de régime et de combustion | 94 |
| <i>a.</i> Pouvoirs calorifiques | 95 |
| <i>b.</i> Analyse complète du combustible | 97 |
| <i>c.</i> Analyse des gaz et fumées | 98 |
| 1° Dosage des fumées | 98 |
| Composition des fumées d'un combustible hydrogéné | 99 |
| Méthode de dosage des fumées, appareils enregistreurs | 101 |
| 2° Analyse des gaz par les burettes. | 101 |
| Description et usage de la burette Bunte. | 104 |
| Analyse complète des gaz. | 106 |
| Analyse eudiométrique des gaz hydrogénés et hydrocarbures. | 107 |
| 3° Mesure des températures élevées | 110 |
| La pyrométrie dans l'étude des fours | 110 |
| La pyrométrie comme moyen de contrôle. | 113 |
| § 5. Calcul de l'utilisation de la chaleur ou du rendement dans un four, au moyen des températures de régime et de combustion | 114 |
| B. Étude des fours par les températures | 119 |
| § 1. Étude générale des fours à chauffage direct | 119 |
| <i>a.</i> Calcul de la chaleur utilisée dans le cas théorique de combustion sans excès d'air. | 121 |
| <i>b.</i> Calcul de la chaleur utilisée dans le cas de combustion avec des excès d'air croissants. | 122 |
| § 2. Étude des fours à chauffage direct à plusieurs laboratoires et plusieurs régimes | 126 |
| C. De l'obtention des très hautes températures. | 128 |
| § 1. Aluminothermie | 129 |
| § 2. Températures obtenues par le four électrique. | 132 |
| Soudure autogène | 132 |



CHAPITRE III

DE L'ÉCONOMIE DANS LES FOURS

133

| | |
|--|-----|
| A. Étude expérimentale économique de la combustion dans les fours. bilans de combustion | 141 |
| § 1. Programme des bilans d'utilisation de chaleur dans les fours. Bilan simple. Bilan en partie double | 142 |
| § 2. Données expérimentales concernant un four Siemens à double récupération et bilan | 143 |
| 1° Composition du combustible, analyse organique et pouvoir calorifique, escarbilles | 143 |
| 2° Analyses de gaz | 145 |
| 3° Mesures des températures | 146 |
| 4° Calcul du bilan des fours Siemens à gaz mixte | 148 |
| § 3. Données expérimentales de bilan simple d'une chaudière à pétrole | 151 |
| § 4. Remarques sur les bilans et les études expérimentales des fours. Des différentes méthodes d'économies dans les fours. | 153 |
| a) Rayonnement et conductibilité | 155 |
| Détermination de la perte par rayonnement dans le laboratoire d'un four | 157 |
| b) Chaleur emportée par les matériaux sortant du laboratoire | 157 |
| c) Chaleur emportée par les fumées | 159 |
| Récupérateurs | 160 |
| B. Théorie générale de la récupération | 165 |
| § 1. Lois générales présidant à la récupération par les fumées de fours | 165 |
| § 2. Hypothèses servant de base à la théorie mathématique de la combustion dans les fours à gaz à récupération | 166 |
| § 3. Méthode de calcul du rendement dans les fours | 169 |
| § 4. Premier groupe de fours à gaz : | |
| Gaz à l'air. Four à récupération, à oxyde de carbone ou à gaz Siemens. | 172 |
| a) Réactions de combustion | 172 |
| b) Premier cas : récupération par l'air secondaire seul | 172 |
| c) Deuxième cas : double récupération par l'air secondaire et le gaz | 175 |
| d) Troisième cas : double récupération par l'air primaire et l'air secondaire | 177 |
| § 5. Deuxième groupe de fours à gaz : | |
| Gaz à l'eau. Gaz mixte | 179 |
| a) Réactions de combustion | 179 |
| b) Premier cas : simple récupération par l'air secondaire | 181 |
| c) Double récupération par l'air secondaire et le gaz | 184 |
| d) Troisième cas : double récupération par l'air primaire et l'air secondaire; chauffage de l'air total | 186 |
| e) Quatrième cas : triple récupération par l'air primaire, l'air secondaire et le gaz | 188 |
| § 6. Four à retour de fumées, ou four Siemens nouvelle disposition. Alimentation des gazogènes par l'acide carbonique des fumées | 191 |
| a) Réactions de combustion : caractères généraux | 191 |
| b) Premier cas : alimentation des gazogènes par de l'acide carbonique exempt d'azote et chaud | 193 |
| c) Alimentation des gazogènes par les fumées. Nouveau four Siemens | 194 |



| | |
|---|-----|
| § 7. Résumé et conclusions. Classement des fours | 198 |
| § 8 Discussion de la théorie de la récupération d'après les données expérimentales concernant les fours. Conclusions générales. Classement. | 202 |

CHAPITRE IV

FOUR ÉLECTRIQUE 208

| | |
|---|-----|
| I. Industrie électrosidérurgique | 209 |
| Four de la Société électrométallurgique française | 211 |
| Haut-fourneau électrique Keller | 212 |
| Four Héroult | 213 |
| — Girod | 215 |
| — Stassano | 217 |
| — Gin | 219 |
| — Conley | 221 |
| — Kjellin | 222 |
| — Röchling-Rödenhauser | 224 |
| Statistique | 229 |
| II. Industrie du carbure de calcium | 231 |
| Four de la Société des carbures métalliques | 232 |
| — de la compagnie électrothermique Keller, Leleux et Cie | 232 |
| — de l'usine de Flumes | 233 |
| — Memmo de la Société piémontaise pour la fabrication du carbure de calcium | 234 |
| — Ducasse | 234 |
| Cyanamide calcique | 235 |
| III. Électrometallurgie de l'aluminium | 237 |
| Four à 2 électrodes et à source de chaleur extérieure | 238 |
| — à 1 électrode et sans source de chaleur extérieure | 239 |
| — à 2 électrodes et sans source de chaleur extérieure. | 239 |
| — Héroult | 239 |
| IV. Industrie du sulfure de carbone | 240 |

CHAPITRE V

QUELQUES APPLICATIONS DES LOIS DE LA COMBUSTION
AUX PROBLÈMES ACTUELS DE L'INDUSTRIE

| | |
|---|-----|
| § 1. La question des gazogènes | 242 |
| Gazogènes pour moteurs | 243 |
| Gazogènes pour fours. | 244 |
| § 2 La question des fours à coke | 246 |
| Quelques remarques sur l'industrie houillère | 248 |
| § 3. La question des fours à acier | 251 |
| Substitution du gaz riche des fours à coke au gaz pauvre dans les fours à acier | 252 |
| § 4. La question des chaudières à vapeur | 264 |
| Influence de la température de combustion sur le rendement d'une chaudière. | 264 |
| Influence de la combustion neutre sur la température de combustion | 264 |



| | |
|--|-----|
| § 5. La question des grandes centrales électriques | 268 |
| Les moteurs à explosion et les turbines | 270 |

DEUXIÈME PARTIE

LES COMBUSTIBLES

| | |
|--|-----|
| INTRODUCTION | 277 |
| Définition et classification des combustibles | 279 |
| Origine de la puissance des combustibles | 281 |

CHAPITRE PREMIER

LES COMBUSTIBLES SOLIDES

| | |
|--|-----|
| A. Les combustibles solides naturels | 283 |
| a) <i>Les combustibles actuels</i> | 283 |
| § 1. Le bois | 283 |
| Classification des bois | 283 |
| Composition du bois | 283 |
| Emploi des déchets de bois | 284 |
| Dessiccation | 287 |
| b) <i>Les combustibles transformés ou fossiles</i> | 288 |
| Formation des combustibles fossiles | 288 |
| § 1. La tourbe | 291 |
| Composition | 293 |
| Pouvoir calorifique | 293 |
| Exploitation | 294 |
| Pouvoir nitrifiant | 297 |
| § 2. Les lignites | 297 |
| Classification | 297 |
| Principaux gisements | 299 |
| Briquettes de lignite | 300 |
| § 3. La houille | 302 |
| Caractères physiques | 302 |
| Propriétés chimiques | 303 |
| Constitution | 303 |
| Pouvoir agglomérant | 307 |
| Oxydabilité | 307 |
| Distillation pyrogène | 309 |
| Classification des houilles | 310 |
| Utilisation des déchets de houille. Séchage | 315 |
| Fabrication des agglomérés | 318 |
| B. Les combustibles solides artificiels | 322 |
| § 1. Le charbon de bois | 322 |
| Propriétés | 324 |
| Préparation. Carbonisation en meules | 326 |
| Carbonisation en fours | 331 |
| Carbonisation en vases clos | 333 |
| Agglomération | 337 |



| | |
|---|-----|
| § 2. La carbonisation de la tourbe | 338 |
| § 3. Le coke | 340 |
| Caractères physiques | 341 |
| Propriétés chimiques | 342 |
| Préparation du coke : préparation préliminaire du charbon | 343 |
| Carbonisation dans les fours | 344 |
| a) Carbonisation avec admission d'air | 344 |
| Fours de boulangers | 344 |
| b) Carbonisation sans admission d'air | 345 |
| Four Appolt | 346 |
| Fours horizontaux | 347 |
| Four Coppée | 348 |
| Four Smet | 349 |
| Fours à récupération | 350 |
| Four Seibel | 351 |
| Four Smet-Solvay | 352 |
| Four Collin | 353 |
| Fours Otto | 354 |
| Fours Koppers | 355 |
| Fours de la Rheinische-Chamotte und Dinas-Werke | 356 |
| Fours à compression | 358 |
| Compression préalable | 359 |
| Compression pendant le chargement | 359 |
| Compression durant la distillation | 360 |
| Procédé Schwarz | 360 |
| Four Lürmann | 360 |
| Four Sheldon | 361 |
| Manœuvre des fours à coke. Chargement | 362 |
| Déchargement | 363 |
| Récupération des sous-produits | 363 |
| Marche de la récupération | 364 |
| Sulfatation directe | 366 |
| La coalite | 368 |

CHAPITRE II

LES COMBUSTIBLES LIQUIDES

| | |
|---|-----|
| A. Les combustibles liquides naturels | 370 |
| § 1. Les pétroles | 370 |
| Composition | 370 |
| Origine des pétroles | 373 |
| Hypothèses de la formation exclusivement minérale | 373 |
| Hypothèses de la formation organique | 374 |
| Importance du pouvoir rotatoire | 375 |
| Traitement des pétroles bruts | 376 |
| Décomposition pyrogénée | 377 |
| Raffinage | 379 |
| Propriétés des pétroles | 380 |
| Utilisation des pétroles | 382 |
| B. Les combustibles liquides artificiels | 384 |
| § 1. Les huiles de schistes | 384 |
| § 2. Le benzol | 386 |
| § 3. L'alcool | 391 |



CHAPITRE III

LES COMBUSTIBLES GAZEUX

| | |
|--|-----|
| A. Le gaz naturel | 394 |
| B. Les gaz de distillation | 396 |
| § 1. Le gaz d'éclairage | 397 |
| Distillation | 397 |
| Modifications apportées aux appareils de distillation. Nouveaux fours à cornues | 398 |
| Fours à chambres | 399 |
| Epuration du gaz | 401 |
| Nouveaux appareils d'épuration | 403 |
| Extracteurs | 404 |
| Epuration chimique | 404 |
| Composition | 405 |
| § 2. Le gaz d'huile | 405 |
| § 3. Le gaz Riché | 406 |
| C. Les gaz de générateurs | 408 |
| § 1. Gazogènes pour gaz à l'air | 410 |
| Gazogènes Siemens | 411 |
| Gazogènes à cuve, à air soufflé | 413 |
| Gazogènes à vent soufflé, sans grille | 414 |
| Gazogène Saillers | 414 |
| Gazogène Sépulchre | 415 |
| Gazogènes à joint hydraulique | 417 |
| Gazogène Dowson. — Gazogène Twaite | 418 |
| § 2. Gazogènes pour gaz à l'eau | 419 |
| Gazogène Guenot | 420 |
| Gazogène Strong | 422 |
| Gazogène Dellwick-Fleischer | 423 |
| Usages du gaz à l'eau | 425 |
| § 3. Gazogènes à gaz mixte | 426 |
| Gazogènes soufflés | 428 |
| Gazogène Wilson | 428 |
| — Taylor | 429 |
| — Pierson | 430 |
| — Letombe | 433 |
| — Lencauchez | 433 |
| Gazogènes par aspiration | 434 |
| — Dowson | 434 |
| — Pierson | 435 |
| — Wintertthur | 436 |
| Gazogènes spéciaux pour combustibles bitumineux | 437 |
| Gazogène autoréducteur à double combustion de Riché | 441 |
| — Twaite | 442 |
| — Pintsch | 443 |
| — Loomis Pettibone | 444 |
| — Letombe à combustion partielle préalable | 445 |
| — Kœrting | 447 |
| — Letombe | 447 |
| — de la Whestinghouse Machine Company | 448 |
| Gazogènes pour combustibles très cendreaux | 448 |
| Gazogène Kerpely | 449 |



| | |
|--|-----|
| Gazogène Letombe | 431 |
| Gazogènes à récupération d'ammoniacque | 432 |
| Gazogène Mond | 432 |
| Epuration des gaz de gazogènes | 435 |
| — — de hauts fourneaux | 437 |
| <i>D. L'air carburé</i> | 460 |
| <i>E. Les gaz pour chalumeaux</i> | 464 |
| § 1. L'hydrogène | 464 |
| § 2. L'acétylène | 466 |

CHAPITRE IV

LES FOYERS

| | |
|--|-----|
| § 1. Foyers pour combustibles solides | 470 |
| Foyer ordinaire à grille plane | 470 |
| Grille à étages | 473 |
| Grille inclinée | 473 |
| Foyers à alimentation continue | 474 |
| Foyer Fulton | 474 |
| Foyers pour combustibles menus | 475 |
| Foyers soufflés | 476 |
| Foyers à injection d'air | 476 |
| Foyers à injection de vapeur | 476 |
| Grille Poillon | 477 |
| Foyer Meldrum | 477 |
| Foyer Küdlicz | 477 |
| Foyers sans grille pour poussières de charbon | 478 |
| Appareil Schwarzkopf | 479 |
| Chargeur Welles | 481 |
| Foyers pour combustibles solides autres que la houille | 483 |
| Foyers à bois | 483 |
| — à tourbe | 483 |
| — pour sciure de bois et déchets de scierie | 483 |
| — pour bagasse | 484 |
| — à tannée, Foyer Godillot | 484 |
| § 2. Foyers pour combustibles liquides | 485 |
| Foyer Nobel | 485 |
| Four Kroupsky | 485 |
| Appareil Sainte-Claire-Deville | 485 |
| Appareils à pulvérisation | 486 |
| Appareil Vétillard-Sherding | 486 |
| Appareil Urquardt | 487 |
| Brûleur Holden | 488 |
| Brûleurs d'Allest | 488 |
| Brûleur Guyot | 489 |
| Brûleur Karapetof | 490 |
| Brûleur Körting | 491 |
| Appareil Kermode | 491 |
| Brûleur « Automatic » | 492 |
| § 3. Les brûleurs à gaz | 493 |
| Les chalumeaux | 497 |
| Chalumeaux à couper | 500 |



TABLE DES PÉRIODIQUES CITÉS DANS LE VOLUME

| | |
|----------------------------------|--|
| <i>Ann. Chim. Phys.</i> | <i>Annales de Chimie et de Physique</i> , Paris. |
| <i>Ann. Min.</i> | <i>Annales des Mines</i> , Paris. |
| <i>Arch. Pharm.</i> | <i>Archiv der Pharmacie</i> , Halle. |
| <i>Ber.</i> | <i>Berichte der deutschen chemischen Gesellschaft</i> , Berlin. |
| <i>Bull. Ind. Min.</i> | <i>Bulletin de la Société de l'Industrie minière</i> , Saint-Étienne. |
| <i>Bull. Soc. Chim.</i> | <i>Bulletin de la Société chimique de France</i> , Paris. |
| <i>Bull. Soc. Ing. Civ.</i> | <i>Bulletin de la Société des Ingénieurs Civils</i> , Paris. |
| <i>Chem. Ind.</i> | <i>Die chemische Industrie</i> , Berlin. |
| <i>Chem. Soc.</i> | <i>Journal of the chemical Society</i> , Londres. |
| <i>Chem. Zeit.</i> | <i>Chemiker Zeitung</i> , Cöthen. |
| <i>Eng. Mag.</i> | <i>The Engineering Magazine</i> , New-York. |
| <i>Eng. Rev.</i> | <i>Engineering Review</i> , Londres. |
| <i>Le Gaz.</i> | <i>Le Gaz</i> , Paris. |
| <i>Gén. Civ.</i> | <i>Le Génie civil</i> , Paris. |
| <i>Glück.</i> | <i>Glückauf (Berg und Hüttenmännische Zeitschrift)</i> , Essen. |
| <i>Iron Age.</i> | <i>The Iron Age</i> , New-York. |
| <i>Ir. Coal Tr. Rev.</i> | <i>The Iron and Coal Trades Review</i> , Londres. |
| <i>Journ. Gasb.</i> | <i>Journal für Gasbeleuchtung und Wasserversorgung</i> , Munich. |
| <i>Monit. Sc.</i> | <i>Le Moniteur scientifique</i> , Paris. |
| <i>Rev. G^{le} Chim.</i> | <i>Revue générale de Chimie pure et appliquée</i> , Paris. |
| <i>Rev. Métal.</i> | <i>Revue de Métallurgie</i> , Paris. |
| <i>Rev. Univ.</i> | <i>Revue Universelle des Mines et de la Métallurgie</i> , Liège-Paris. |
| <i>St. und Eis.</i> | <i>Stahl und Eisen</i> , Düsseldorf. |
| <i>Zeit. Deut. Ing.</i> | <i>Zeitschrift des Vereins deutscher Ingenieure</i> , Berlin. |
| <i>Zeit. wiss. Phot.</i> | <i>Zeitschrift für wissenschaftliche Photographie, Photo-physik und Photochemie</i> , Leipzig. |



PREMIÈRE PARTIE

LA COMBUSTION ET LA GAZÉIFICATION

PAR ÉMILIO DAMOUR

ET

LE CHAUFFAGE ÉLECTRIQUE

PAR JEAN CARNOT



PRÉFACE

En l'année 1898, à la suite d'une étude expérimentale et théorique du four Siemens publiée dans les *Annales des Mines*, j'ai été conduit à écrire un petit volume : *Le Chauffage industriel et les Fours à gaz*, dont le principal but était de faire connaître aux ingénieurs et industriels quelques données et lois scientifiques récentes et à peine sorties du domaine des laboratoires, dont le second but était de présenter une théorie générale de l'utilisation de la chaleur et de la récupération dans les fours permettant de trancher des questions techniques alors controversées, enfin dont le dernier objectif était de prouver, par une monographie complète avec bilan d'un four à gaz, quels services la chimie et la science peuvent rendre à l'industrie dans le domaine du chauffage.

Depuis douze années que le livre a paru, de nouveaux travaux de laboratoire se sont produits, notamment sur les équilibres des réactions de combustion réversibles intéressant les gazogènes. Il est devenu possible de compléter ainsi la théorie de la combustion par l'étude scientifique de la gazéification des combustibles.

Les progrès généraux des fours à gaz ont été peu importants et l'étude de la récupération avec son classement des fours conserve toute son actualité.

Par contre, le chauffage électrique a fait des progrès tels qu'il vient concurrencer le chauffage à la houille, même dans la grande industrie; dans certains cas les deux solutions ther-



mique et électrique entrent en balance et il est difficile de les séparer.

Il était donc nécessaire d'élargir le cadre du chauffage industriel, et, dans un ouvrage traitant des « Sources de l'énergie calorifique », de faire rentrer l'utilisation de l'énergie électrique dont le rôle déjà si important est appelé à le devenir davantage par la suite, et en général toutes les formes d'Énergie.

Dans ce but j'ai recherché la collaboration d'un ingénieur bien au fait des applications modernes de l'électricité.

La communauté d'école ou l'unité d'enseignement des auteurs, et surtout l'étroite collaboration qu'ils se sont prêtée, me fait espérer que la fusion nécessaire à une étude d'ensemble de tous ces modes de chauffage a été atteinte, et que l'industriel y trouvera sans effort les indications qui lui permettront de prendre une décision et de choisir un four, quelle que soit l'industrie dans laquelle il se trouve spécialisé, et quelle que soit la source de calories dont il puisse avantageusement se servir.

ÉMILIO DAMOUR.



CHAPITRE PRÉLIMINAIRE

LES SOURCES DE L'ÉNERGIE CALORIFIQUE. EXPOSÉ. — DIVISION

Le problème dont nous nous proposons de poursuivre l'étude, sous ce titre très général, LES SOURCES DE L'ÉNERGIE CALORIFIQUE, est l'utilisation méthodique pour le chauffage industriel de toutes les sources d'énergie que la nature ou l'industrie mettent à notre disposition sous une forme pratiquement utilisable.

La seule source à laquelle il ait été longtemps puisé, pour obtenir les calories nécessaires à la plupart des opérations industrielles, est l'énergie ou chaleur latente contenue dans les combustibles, d'abord les combustibles végétaux, puis, depuis deux siècles, la houille.

Mais l'énergie utilisable accumulée à la surface de la terre ou recueillie par elle par l'échauffement solaire s'offre sous les formes multiples de la *puissance motrice* : travail, force vive, électricité, réactions chimiques; elle est fournie par les chutes d'eau, par le vent, par les courants électriques, par les piles électriques, et peut sous toutes ces formes être transformée en chaleur. On peut même dire, en général, que l'énergie thermique, la calorie, est la dernière étape vers laquelle tendent le plus naturellement les diverses formes d'énergie.

Aussi, depuis une vingtaine d'années, un nouveau mode de chauffage est-il entré dans la pratique, prenant chaque jour plus d'importance : le chauffage électrique. L'énergie mécanique, abondamment fournie par la houille blanche, transformée en calories par l'électricité, est devenue la pourvoyeuse de toute une industrie nouvelle créée au voisinage des chutes d'eau.

D'autre part, certaines énergies chimiques ont été mises en œuvre, pour venir en aide, dans les opérations qui exigent une température élevée, à la chaleur précédemment fournie par les combustibles et parfois la remplacer complètement : le traitement de la fonte en cornues Bessemer, le grillage des minerais dans les fours Perret, et



plus récemment la fabrication de la cyanamide, sont des exemples d'utilisation d'énergie chimique pour obtenir des calories non empruntées à des combustibles.

Il n'est pas jusqu'à l'énergie cinétique, jusqu'à l'énergie élastique emmagasinées dans l'air soufflé sous pression dans les gazogènes et hauts fourneaux, qui n'interviennent plus ou moins dans les problèmes de chauffage.

Aussi bien ne devons-nous, *a priori*, écarter de notre étude aucune des espèces d'énergie, sauf à donner à chacune d'elles la place que l'état actuel de l'industrie comporte :

D'ailleurs, il arrive et arrivera de plus en plus avec le progrès industriel, que deux ou plusieurs sources d'énergie se combinent et s'ajoutent pour atteindre un résultat calorifique donné : c'est ainsi que, dans le Bessemer, l'énergie thermique fournie au convertisseur par la fonte en fusion s'ajoute à l'énergie chimique dégagée par l'oxydation du phosphore ou du silicium, à la combustion du carbone de la fonte et à l'énergie cinétique ou élastique apportée par la soufflerie ; dans la fixation de l'azote sur le carbure de calcium, l'énergie fournie sous forme de calories par un conducteur électrique porté au rouge s'ajoute à la chaleur de formation de la cyanamide ; dans l'électrochimie, il y a constamment addition et combinaison d'électricité, de combustion et d'énergie chimique. De là la nécessité, pour bien raisonner de ces opérations industrielles, de connaître l'importance relative de ces différents facteurs du résultat final, d'en chiffrer les équivalences et de pouvoir ramener à une même unité, en général la calorie, toutes les énergies disponibles, pour les additionner, les soustraire et établir les rapports et *les rendements*, critérium de la valeur d'un procédé industriel.

La loi fondamentale qui régit invariablement toutes les manifestations de l'énergie est le principe de la conservation de l'énergie qui n'est autre chose que l'affirmation de l'impossibilité de créer de l'énergie, de la puissance motrice.

Cette loi, résultat d'une expérience jamais contredite, et le principe de l'équivalence des différentes formes de l'énergie qui en est la réciproque, bases de la thermodynamique, ont pour conséquence pratique, en se plaçant au point de vue du problème industriel qui nous intéresse, de préciser le rôle de l'ingénieur et de le ramener à celui de metteur en œuvre d'une richesse qu'il n'a pas créée, qu'il



ne peut jamais créer et qu'il doit dépenser avec la plus grande économie.

Pour arriver à cette économie, le premier soin de l'ingénieur doit être de faire son inventaire, c'est-à-dire d'évaluer avec la même unité, *la calorie*, l'énergie mise à sa disposition.

Cet inventaire n'est pas toujours facile, et pour ne prendre que le cas le plus simple, celui des fours ordinaires chauffés par combustible, on verra que le pouvoir calorifique tel qu'il est fourni par l'obus calorimétrique, donne un chiffre de calories correspondant à une combustion à volume constant accompagnée d'une condensation de l'eau produite, c'est-à-dire à des conditions différentes de celles des combustions dans les fours, — d'où la nécessité d'une double correction dans l'inventaire initial de la chaleur disponible.

Lorsque plusieurs sources d'énergie sont en jeu, par exemple dans le convertisseur Bessemer, l'évaluation de l'énergie totale disponible est plus difficile encore, car l'énergie chimique est fonction de la température et la chaleur de réaction à une température donnée ne peut se déterminer que si l'on connaît les chaleurs spécifiques ou d'échauffement des composants et des composés, des *phases* de la réaction.

Mais quelque difficile que soit cet inventaire initial, on ne devra jamais s'y rebuter, et la plus grande rigueur doit présider aux mesures, parce que cette énergie totale mise en œuvre est la seule base fixe, le terme de comparaison auquel tout doit être rapporté, chaleur utilisée et chaleur perdue; c'est le point de départ de cette comptabilité des calories que l'ingénieur doit bien connaître.

La loi d'équivalence des énergies comporte quelques restrictions, en ce sens qu'il n'est pas toujours possible de transformer la totalité d'une énergie donnée en une puissance motrice d'espèce déterminée. C'est ainsi que dans la pile, l'énergie chimique ne donne pas en général un courant électrique exprimé en joules équivalent aux calories que la thermochimie indique; en général dans les combinaisons chimiques et même dans les combustions, il est impossible de transformer en travail la totalité des calories; dans le cas même de la combustion du carbone, un calcul de H. Le Chatelier a démontré

¹ Cette rigueur scrupuleuse dans l'évaluation de l'énergie disponible est d'autant plus nécessaire que fréquemment dans le bilan d'une opération industrielle, la mesure de l'un des éléments du bilan manque ou est impossible; tantôt c'est la perte par rayonnement d'un four qui est inconnue, tantôt c'est le dosage de l'eau dans les fumées ou les gaz qui manque. On calculera cet élément par différence; mais cela n'est possible sans trop d'erreur que si l'énergie totale est parfaitement connue.



que le déchet inévitable de cette transformation, chaleur, travail, atteignait 7 p. 100. Cette chaleur non transformable, pratiquement, en puissance motrice, — chaleur compensée — intervient même dans les lois générales de la chimie pour modifier et corriger le principe du *travail maximum* de Berthelot.

Mais lorsque le dernier terme de la transformation est un dégagement de la chaleur, une production de calories, l'équivalence peut toujours être complète; toute énergie peut se transformer en calories, soit directement par une seule machine, soit indirectement en faisant usage de deux machines successives : la seule difficulté consiste à avoir ces calories sous une forme, ou à un potentiel, qui en permette l'utilisation, ou à trouver des moyens de récupération qui empêchent qu'elles ne se perdent.

Dans ces conditions, le problème que nous comptons traiter dans ce volume peut s'énoncer comme suit : *des moyens les plus avantageux de transformer l'énergie sous toutes ses formes, chimique, thermique, électrique, mécanique, etc., fournies isolément ou combinées, dans un laboratoire de four, en calories, utilisables pour une opération industrielle donnée.*

La première partie de cet énoncé assignant à notre problème un but unique, *la production de calories à l'aide de toutes les formes de l'énergie*, semblerait à première vue nous dicter le plan de notre ouvrage, et il pourrait paraître logique de prendre l'une après l'autre les six formes de l'énergie en étudiant les méthodes industrielles de transformation de chacune d'elles en chaleur sensible. C'est aussi la marche que nous suivrons dans l'exposé que nous ferons, au premier chapitre, de toutes les données scientifiques indispensables à l'étude du chauffage.

Mais, la production même de la chaleur, n'est qu'une partie, souvent la plus facile, de la solution : son utilisation, son adaptation à une industrie donnée, l'assouplissement de l'énergie thermique aux divers cas et potentiels auxquels elle doit être employée présentent un intérêt et des difficultés beaucoup plus grandes; c'est donc la seconde partie du problème qui occupera la grande partie de notre étude des sources de l'énergie calorifique, abordant l'une après l'autre les difficultés pratiques, les aspects industriels du problème.

Il importe, pour diriger cette étude et en fixer le plan, de délimiter exactement le chauffage industriel.



DÉFINITION DU CHAUFFAGE INDUSTRIEL

Le chauffage industriel a pour but de *réaliser une température plus ou moins élevée, avec économie, dans une enceinte de dimensions quelconques, en faisant usage d'un combustible donné, pour effectuer une opération ou réaction chimique quelconque.*

Haute température, économie, combustibles divers, dimensions quelconques du four ou laboratoire, opération industrielle quelconque; tels sont les cinq variables du problème, les objectifs que présente l'industrie dans son infinie variété et que l'ingénieur doit tous envisager s'il veut comprendre les fours, les bien conduire, remédier à leurs défauts, enfin apporter à chaque cas particulier la solution rationnelle. Chacun de ces aspects de la question correspond à autant de groupes de connaissances avec lesquelles l'ingénieur doit être également familiarisé, mais qu'il doit soigneusement distinguer s'il ne veut tomber dans la confusion ou même tomber dans les erreurs qui ont si souvent nui au progrès des fours.

Lorsque vers le milieu du siècle dernier, l'illustre Frédéric Siemens, le génial promoteur du chauffage au gaz à régénération, fit son premier four à acier sur sole, la solution qu'il donna fut si parfaite, que d'un seul coup elle réalisa une économie de plus de moitié du combustible et des températures supérieures à celles que l'industrie ancienne pouvait atteindre, permit de chauffer des laboratoires de dimensions précédemment inconnues, enfin se prêta à des applications très variées telles que la fusion de l'acier et celle du verre, en employant des combustibles autrefois inutilisés en métallurgie comme l'anthracite et la sciure de bois. La solution était complète, et en relisant les publications de F. Siemens, on ne peut se défendre d'une admiration mêlée d'étonnement en voyant avec quelle ampleur l'inventeur a résolu tous les progrès dans une solution unique et embrassé toute la question en une fois, avant même que les connaissances scientifiques permettant d'en raisonner fussent connues.

Depuis cette découverte du four à acier Siemens, il semble que le progrès du chauffage se soit traîné plus lentement et même qu'une certaine confusion dans les idées ait été la conséquence de la réunion de tous les éléments du problème dans une solution unique. Les ingénieurs ou constructeurs de fours en vinrent à penser que les



différentes questions étaient liées, que certains éléments du problème, température et récupération, grandes dimensions et chauffage au gaz, étaient nécessairement fonctions l'un de l'autre; l'influence de la nature du corps à chauffer a souvent même été perdue de vue, à la suite du succès de Siemens en verrerie.

Rien n'est plus loin de la vérité et plus dangereux que cette confusion des idées; il suffit, pour s'en convaincre, de constater que l'on peut obtenir des températures très élevées sans récupération, par un chauffage indépendant de l'air de combustion, comme cela s'est longtemps pratiqué dans les hauts fourneaux, ou par l'emploi d'oxygène comme dans la soudure autogène; de même on arrive en céramique à chauffer de très grands fours sans combustibles gazeux: il se rencontre même des cas, aux basses températures, où l'économie ne doit pas être cherchée dans la récupération et où le chauffage au gaz peut être onéreux.

Il est donc très nécessaire, si l'on veut trouver la meilleure solution du problème de chauffage, de distinguer les cinq variables du problème et de sérier les questions en donnant à chacune son importance relative dans chaque cas et signalant en tête de chaque étude la difficulté principale, température, économie, emploi d'un combustible inférieur, etc.

L'étude des températures développées dans les fours a pour base scientifique la connaissance des chaleurs de combustion et des chaleurs d'échauffement due aux travaux de Berthelot, Mallard et Le Chatelier et pour moyen de contrôle la pyrométrie.

L'obtention des hautes températures a pour principal moyen d'action le chauffage préalable de l'air de combustion, ou l'emploi de l'oxygène sans azote comme comburant, comme cela se pratique dans l'aluminothermie, ou encore l'utilisation de l'énergie dans le four électrique.

L'économie dans les fours a pour moyen d'action l'utilisation des chaleurs perdues, surtout celles emportées par les fumées et comme base scientifique la théorie générale de la récupération.

L'emploi de combustibles de toute nature oblige quiconque veut faire du chauffage avec les sources d'énergie dont il dispose à pratiquer les mesures des pouvoirs calorifiques et toute la chimie des combustibles: son principal moyen d'action est le gazogène dont la conduite raisonnée est liée à la connaissance des lois générales des équilibres des gaz de combustion.

Enfin, la variété des opérations industrielles présente des cas tel-



lement divers, que nous serons obligé de limiter notre examen à quelques cas en application de nos lois scientifiques, en choisissant des industries se différenciant notamment par la température du régime.

Ces différents points de vue, ces divisions si nettes du problème seront aussi les divisions de notre ouvrage.

Notre premier chapitre sera l'exposé des principes fondamentaux de l'énergétique et de la thermodynamique, c'est-à-dire des lois physiques et chimiques qui interviennent dans les combustions et échanges de calories : nous suivrons dans cet exposé l'ordre logique des six formes d'énergie qui seront examinées successivement. Ensuite nous y examinerons les conséquences des lois d'équilibre chimique sur la combustion et notamment les lois générales de la gazéification : ce sera l'exposé des lois fondamentales régissant les gazogènes.

Le second chapitre traitera des températures, températures de régime et températures de combustion et des moyens de les mesurer.

Le troisième chapitre étudiera l'économie dans les fours et donnera la théorie générale de la récupération des chaleurs perdues.

Nous aborderons dans un chapitre spécial l'utilisation de l'énergie électrique, le four électrique qui réalise à la fois la haute température et théoriquement l'économie par suite de la concentration des calories dans un laboratoire de dimensions réduites au minimum.

Enfin nous terminerons par quelques applications pratiques de notre théorie à des problèmes industriels actuels.



CHAPITRE PREMIER

DONNÉES SCIENTIFIQUES EXPÉRIMENTALES OU THÉORIQUES NÉCESSAIRES A L'ÉTUDE DU CHAUFFAGE INDUSTRIEL A L'AIDE DES DIVERSES SOURCES D'ÉNERGIE

A. — ÉTUDE DES DIFFÉRENTES SOURCES D'ÉNERGIE, LEURS VALEURS THERMIQUES, LEURS ÉQUIVALENCES. CHOIX DES UNITÉS

L'unité fondamentale, quelle que soit la source d'énergie à laquelle nous puisions, sera pour nous la *calorie*.

La calorie (grande calorie) est la quantité de chaleur nécessaire pour élever de 1° la température d'un kilogramme d'eau à 15°.

La température de 15° est celle à laquelle ont été mesurées expérimentalement la plupart des chaleurs de combustion et des données de la thermo-chimie; c'est celle à laquelle on opère généralement dans le calorimètre; et comme la chaleur spécifique de l'eau n'est pas rigoureusement la même à toute température, même entre 0 et 100°, c'est aussi la température qu'il convient d'adopter pour la définition de la calorie.

Il est intéressant, étant donné que la principale source de calories est le carbone, au moyen duquel une partie de la chaleur solaire s'est accumulée depuis des siècles sous forme de houille à la surface de la terre, de rapprocher la calorie de la chaleur latente du carbone et par suite du poids de carbone correspondant à la calorie.

¹ Bien que, dans le cours de cet ouvrage, la calorie ainsi définie soit l'unité à laquelle nous rapporterons tous les calculs, nous croyons devoir indiquer la correspondance de notre unité fondamentale avec le système d'unités C. G. S., c'est-à-dire son rapport avec l'erg, unité métrique du travail.

La calorie correspondant à 425 kilogrammètres, d'après la loi d'équivalence mécanique de la chaleur, et le kilogrammètre étant égal à $98,1 \times 10^6$ ergs, on en déduit la relation :

$$\begin{aligned} 1 \text{ calorie} &= 425 \times 98,1 \times 10^6 \text{ ergs} \\ &= 415,925 \times 10^8 \text{ ergs.} \end{aligned}$$



On sait que l'unité de carbone, la molécule (12 grammes), dégage en brûlant dans l'oxygène 97,6 calories : la calorie correspond donc à $\frac{12}{97,6} = 0,124$: on en déduit que la calorie est la quantité de chaleur dégagée par 0,124 gr. de carbone amorphe brûlant à l'air à pression constante ; on en déduit encore que pour porter un litre d'eau à l'ébullition (100°) sans la vaporiser, il faut théoriquement 12,4 gr. de carbone, soit un peu plus d'une molécule.

Notre unité thermique étant définie, examinons ses rapports ou coefficients de réduction avec les autres unités et les lois fondamentales qui président à la transformation en calories des différentes sortes d'énergie.

§ 1. — ÉNERGIE CALORIFIQUE DÉGAGÉE PAR LES COMBUSTIONS CHALEURS DE COMBUSTION

L'énergie calorifique dégagée par l'oxydation des combustibles, n'est qu'une des manifestations de l'énergie chimique : nous lui consacrons un chapitre spécial immédiatement suivi de l'étude de l'énergie thermique ou chaleur sensible, parce que, dans les fours utilisant les combustibles, ces deux chaleurs, sensible et latente, sont si étroitement liées, si interchangeable, souvent par des équilibres réversibles, qu'il serait impossible de les disjoindre ; nous ne laisserons dans la classe d'énergie chimique que les combinaisons autres que l'oxydation des combustibles et les réactions de voie humide dans les piles ou accumulateurs.

Ainsi entendue, l'étude de l'utilisation industrielle de l'énergie calorifique qui n'est autre que l'étude de tous les foyers, fours ou appareils de chauffage alimentés par des combustibles, carburés ou hydrogénés, dont l'oxydation dégage de la chaleur est basée sur deux groupes de connaissances : les *chaleurs de combustion* dues aux travaux de Berthelot et Vieille qui ont employé pour ces mesures la bombe calorimétrique et les *chaleurs d'échauffement* dues à Mallard et Le Chatelier qui les ont déterminées accessoirement au cours de leurs travaux sur les explosifs, à la Commission du grisou.

CHALEURS DE COMBUSTION ET POUVOIRS CALORIFIQUES

On appelle *chaleur de combustion* à pression constante d'un corps simple ou d'un composé chimique défini le nombre de calories dégagées par la combinaison avec l'oxygène d'un nombre de grammes de



ce corps égal à son poids moléculaire, le corps combustible et l'oxygène étant pris à la température initiale de 15°.

Lorsque le corps est gazeux, ou peut prendre l'état gazeux, le poids moléculaire est égal au poids de ce corps qui à l'état de gaz occupe le même volume que deux grammes d'hydrogène à 0° et 76 centimètres, soit 22,32 litres.

L'emploi du poids moléculaire, du volume moléculaire, de la chaleur de combustion moléculaire, de la *molécule*, en un mot, comme unité de poids, de volume et de pouvoir calorifique que nous avons adoptée dans toutes les études de chauffage et de combustion est de beaucoup plus commode que l'usage de toutes autres unités, même les unités métriques, kilogramme et mètre cube, et nous ne saurions trop recommander de se familiariser avec ces unités qui sont celles de la thermo-dynamique.

Sans invoquer l'autorité de Berthelot qui, dans ses travaux de thermo-chimie expérimentale, a toujours rapporté les résultats de ses expériences à l'unité de volume moléculaire, 22,32 l. ou l'autorité de Le Chatelier qui, dans son cours à l'École des Mines¹ a conservé dans l'étude pratique du chauffage l'unité moléculaire, nous ferons remarquer : 1° que dans les phénomènes de combustion une unité de volume est préférable à une unité de poids, parce que les produits de combustion sont toujours des mélanges de gaz, dont les compositions sont données en volumes par l'analyse chimique ; 2° que les formules chimiques de combustion exprimées en volumes sont toujours plus simples numériquement, en raison de la loi de Gay-Lussac, que les mêmes formules traduites en poids ; 3° qu'enfin la molécule (22,32 l.), choisie de préférence à tout autre volume unitaire, permet de traduire immédiatement les volumes relatifs des corps gazeux en présence, en poids absolus, au moyen des poids moléculaires. — Ces poids moléculaires : ($H^2 = 2$, $C = 12$, $CO = 28$, etc.) permettent d'ailleurs de rapporter les combustions à un même volume d'air, de trouver immédiatement ce qu'on pourrait appeler les *équivalents combustibles* des corps à brûler.

L'unité moléculaire étant acceptée, lorsque des mélanges gazeux sont définis par une analyse centésimale en volumes il suffit de supposer que le volume de gaz analysé est 2232 litres pour que les chiffres de l'analyse expriment des molécules. Quand au contraire la composition d'un mélange est donnée en grammes il suffira de

¹ C'est à ce cours que nous avons emprunté la plus grande partie des données scientifiques qui suivent.



diviser par les poids moléculaires des éléments pour avoir la composition en molécules. Le carbone étant généralement exprimé en volume dans les gaz et en poids dans les combustibles servira de commune mesure, de terme de comparaison, en fin de calcul, entre les volumes et les poids et permettra d'établir les bilans avec le minimum de calculs.

Les chaleurs de combustion les plus usuelles sont réunies dans le tableau ci-dessous :

Tableau des chaleurs de combustion des principaux corps simples ou composés définis se rencontrant dans les combustions¹.

| NOM du corps brûlé. | FORMULE moléculaire. | POIDS de la molécule. 22,32 L. grammes. | RÉACTION de combustion ¹ . | CALORIES dégagées à pression constante. |
|---------------------|-------------------------------|---|--|---|
| Hydrogène. | H ² | 2 | H ² + O = H ² O | 58,2 |
| Carbone | C | 12 | C + O = CO | 29,4 |
| — | » | 12 | C + O ² = CO ² | 97,6 |
| Oxyde de carbone. | CO | 28 | CO + O = CO ² | 68,2 |
| Méthane (formène). | CH ⁴ | 16 | CH ⁴ + 4 O = CO ² + 2H ² O | 195,2 |
| Acétylène | C ² H ² | 26 | C ² H ² + 5 O = 2 CO ² + H ² O | 304,9 |
| Ethylène. | C ² H ⁴ | 28 | C ² H ⁴ + 6 O = 2 CO ² + 2 H ² O | 319,6 |
| Soufre. | S | 32 | S + O ² = SO ² | 69,2 |
| — | S | 32 | S + O ³ = SO ³ | 91,8 |

Les chaleurs de combustion dont nous avons indiqué ci-dessus les valeurs numériques sont à pression constante, et supposent, pour le cas des composés hydrogénés, que l'eau reste à l'état de vapeur. Ce sont exactement les conditions de la pratique industrielle : toutes les combustions se font à la pression atmosphérique ou à une pression tellement voisine que la dépense d'énergie élastique qui peut en résulter est insignifiante : de même la vapeur d'eau est toujours emportée par les fumées sans se condenser dans les fours². Ce sont donc les chiffres qui donnent la valeur absolue de

¹ L'eau est supposée exister à l'état de vapeur.

² Les données expérimentales de thermochimie se trouvent dans le *Traité de Mécanique chimique* de BERTHELOT, dans certaines éditions de l'*Annuaire du Bureau des Longitudes*, dans le *Memento du Chimiste* de HALLER et CH. GIRARD, etc.

³ Sauf dans les appareils à triple effet.



l'énergie calorifique disponible en partant de l'air et du combustible froids à 15°.

Mais il convient de remarquer que ce ne sont pas les chiffres donnés directement par la bombe calorimétrique, dans laquelle la combustion se fait à volume constant et où l'eau est condensée sur les parois de la bombe après la combustion.

Nos chiffres sont le résultat d'une double correction l'une positive, pour passer de la combustion à volume constant à la combustion à pression constante, l'autre négative, pour tenir compte de la vaporisation de l'eau qui absorbe une assez grande quantité de chaleur dans le cas des combustibles très hydrocarbonés.

Nous reviendrons sur ces corrections à propos de la détermination des pouvoirs calorifiques usuels. Nous avons préféré donner ici en dehors de toute discussion les valeurs usuelles et absolues des chaleurs de combustion.

Combustion dans l'air atmosphérique. — Une seule des conditions de la pratique n'a pas encore été prise en considération : c'est l'influence de l'air et de son azote, sur les phénomènes de combustion.

Il est très rare que l'on se serve d'oxygène pur pour les combustions : ce n'est que depuis que la production de l'air liquide s'est généralisée, que ce comburant, devenu un sous-produit de la fabrication de l'azote, a pris place dans le chauffage avec la soudure autogène et les diverses applications du chalumeau oxy-acétylénique.

Dans la majorité des cas et dans l'universalité des fours, le seul comburant est l'air atmosphérique, ce qui se traduit par ce fait que l'oxygène servant ou ayant servi à la combustion est toujours associé à un volume constant d'azote.

Inversement, dans tout mélange gazeux constitué par des produits de combustion complète ou incomplète, la quantité d'oxygène ayant servi ou devant servir à la combustion pourra se déduire de la quantité d'azote : que cet oxygène soit libre ou combiné au carbone.

On sait que la composition en volume de l'air est 20,80 et 79,2 Az, soit environ 4 volumes d'azote pour un volume d'oxygène. Dans la pratique des calculs de combustion, nous admettrons que le rapport est effectivement 15 et 45 : cette simplification facilite beaucoup les calculs de combustion et de bilans de fours.

Elle est d'ailleurs d'autant plus légitime, dans la pratique, que



l'air atmosphérique toujours humide contient presque exactement 20 p. 100 O et 80 p. 100 Az + H²O (gaz inertes pour la combustion).

Dans cette hypothèse, les formules théoriques de combustion deviennent :

Tableau des formules de combustion dans l'air atmosphérique du carbone, de l'hydrogène et de leurs composés usuels.

| | |
|--|--------------|
| $H^2 + 1/2 O^2 + 2 Az^2 = H^2O + 2 Az^2$ | + 58,2 Cal. |
| $C + 1/2 O^2 + 2 Az^2 = CO + 2 Az^2$ | + 29,4 Cal. |
| $C + O^2 + 4 Az^2 = CO^2 + 4 Az^2$ | + 97,2 Cal. |
| $CH^4 + 2 O^2 + 8 Az^2 = CO^2 + 2 H^2O + 8 Az^2$ | + 193,2 Cal. |
| $C^2H^4 + 3 O^2 + 12 Az^2 = 2 CO^2 + 2 H^2O + 12 Az^2$ | + 319,6 Cal. |

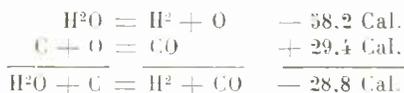
Les réactions sont à pression constante, l'eau restant à l'état de vapeur.

Dans toutes ces formules, le rapport de l'azote à l'oxygène dans les produits de combustion est 4 : 1.

Il n'y a d'exception à cette règle que lorsque la combustion se fait en présence de vapeur d'eau et en deux temps, comme dans les fours à gaz mixte.

Combustion en présence de la vapeur d'eau. Rôle de la vapeur d'eau dans les fours. — La vapeur d'eau se rencontre fréquemment dans les fours où son rôle peut être extrêmement utile par suite de sa décomposition en présence du carbone qui donne un mélange de deux gaz combustibles H + CO.

La chaleur de décomposition de l'eau en présence du charbon est négative :



On voit par ce chiffre que le premier effet de la vapeur d'eau est un abaissement de la température du gaz sortant du gazogène. A cet abaissement correspond un accroissement de chaleur latente ou enrichissement du gaz en calories qui se retrouveront un peu plus loin dans le laboratoire du four.

Le rôle de la vapeur d'eau que nous étudierons en détail dans les fours à gaz mixtes apparaît déjà clairement et peut se définir comme suit.



L'eau n'étant pas un combustible, n'apporte dans un four aucune quantité de chaleur, elle en absorbe même un peu, par sa chaleur latente de vaporisation et par sa chaleur d'échauffement jusqu'à la température des fumées, qui viennent toujours grever le bilan d'un four.

Lorsque l'eau n'est pas décomposée dans un four, par exemple dans la combustion sur grille d'un combustible très humide, son rôle est toujours inutile et négatif; elle ralentit la combustion et diminue le rendement¹.

Lorsqu'elle est décomposée par le charbon, par exemple si on la force à traverser la couche de combustible incandescent, elle se transforme en gaz combustibles, en absorbant des calories qui peuvent se retrouver presque intégralement, un peu plus loin dans le four. *L'eau est un agent de déplacement et de transport de chaleur.*

A cet égard, elle rend de grands services permettant d'accumuler la chaleur dans le laboratoire, au point où elle est le plus nécessaire.

Chaleurs de combustion des produits hydrocarbonés, hydrocarbures, alcools, etc. — En dehors des composés dont nous avons donné la nomenclature, on peut rencontrer en industrie des composés de l'hydrogène et du carbone, de toute nature, par exemple dans les goudrons et huiles de pétrole. Il est utile de pouvoir déterminer la chaleur de combustion de ces hydrocarbures, c'est-à-dire l'énergie calorifique disponible.

On peut déterminer, par le calcul, le pouvoir calorifique lorsque l'on connaît la chaleur de formation de l'hydrocarbure ($C^n + H^m = x$ calories) que les tableaux de thermochimie dus à Berthelot donnent pour la plupart des combinaisons chimiques connues. On se base pour cela sur le principe de thermochimie connu sous le nom de *Principe de l'état initial et de l'état final*, qui s'énonce comme suit :

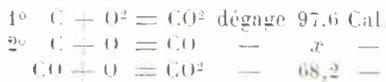
¹ La pratique si fréquemment usitée par les chauffeurs de chaudières ou les tisseurs de fours consistant à arroser le charbon avant de le charger sur la grille peut se justifier par des considérations secondaires: elle empêchera par exemple la volatilisation des poussières qui encrassent les tubes de chaudière ou enfument un four de verrerie; elle s'opposera encore à une trop brusque volatilisation des hydrocarbures qui donnerait un trop violent et inutile coup de feu ou qui par suite d'insuffisance d'air provoquée par cette subite production de gaz produirait un dépôt de suie ou de goudrons; elle permettra au chauffeur négligent d'espacer ses charges. Dans la plupart des cas, l'arrosage préalable du combustible est inutile, cause une perte de calories, augmente en fin de compte la consommation de charbon, sans profit.



« La quantité de chaleur absorbée ou dégagée par un système, « pour passer d'un état à un autre, ne dépend que de l'état initial et « de l'état final; elle est la même quelles que soient la nature et la « suite des états intermédiaires. »

Le principe de l'état initial et de l'état final a permis de calculer la chaleur de formation de CO qu'il est impossible d'obtenir seul dans la bombe calorimétrique; donnons ce calcul comme exemple.

On sait que la combustion du carbone peut se faire de deux façons différentes :

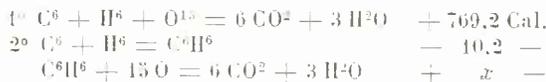


Comme la chaleur dégagée est la même dans les deux cas, on peut de ces deux chiffres déduire la chaleur de formation de CO :

$$x = 97,6 - 68,2 = 29,4 \text{ Cal.}$$

Cherchons par la même méthode le pouvoir calorifique de la vapeur de benzine C^6H^6 .

La combinaison du carbone de l'hydrogène et de l'oxygène peut se faire de deux façons différentes :



D'où l'équation

$$\begin{array}{l} 769,2 = - 40,2 + x. \\ x = 779,4. \end{array}$$

Ce chiffre diffère de quelques unités de celui que donnent les tables de thermochimie parce que la chaleur de combustion que nous cherchons est toujours à pression constante tandis que les tables donnent les chiffres de la bombe calorimétrique, c'est-à-dire à volume constant.

Chaleur de combustion ou pouvoir calorifique des combustibles industriels. — Les combustibles industriels se présentent sous forme gazeuse, liquide ou solide. Dans le premier cas, le pouvoir calorifique est donné généralement avec une exactitude complète par la seule analyse du gaz; les gaz de gazogène ne contiennent guère que du CO, de l'H et du CH^4 , et la proportion de carbures de la série éthylénique y est si faible que l'on peut avec exactitude assimiler tous ces carbures à l'éthylène. Le pouvoir calorifique est alors la somme



des pouvoirs calorifiques des éléments combustibles, et le pouvoir calorifique au mètre cube est le quotient de ce chiffre par 2232.

Dans le cas des combustibles liquides, il arrive encore que l'analyse chimique permette de fixer le pouvoir calorifique : le titre d'une benzine, le degré d'un alcool et l'analyse d'un pétrole permettent, au moyen des chaleurs de combustion des composés chimiques donnés par les tableaux de thermochimie, de calculer la chaleur totale disponible dans un combustible. Encore faut-il tenir compte du fait que les tables donnent souvent la chaleur de combustion à volume constant et non à pression constante et qu'il n'y est pas toujours indiqué si l'eau est condensée ou non. Aussi est-il en général préférable de recourir à la bombe calorimétrique pour déterminer exactement le pouvoir calorifique.

En ce qui concerne les combustibles solides, il existe quelques lois empiriques (loi de Dulong, loi de Goutal, loi de Mahler) permettant de calculer le pouvoir calorifique en fonction de l'analyse chimique, ou simplement en prenant pour point de départ l'analyse immédiate, cendres, carbone fixe, matières volatiles. Les premières présentent au point de vue de leur application industrielle un inconvénient, celui d'exiger le dosage du carbone, de l'hydrogène et de l'azote, c'est-à-dire l'analyse organique complète, qui n'est pas sans difficulté. Les secondes, beaucoup plus commodes, s'appuient sur les données faciles à obtenir, le carbone fixe et les matières volatiles, résultant des essais ordinaires effectués sur tous les combustibles.

Nous ne rappelons donc que pour mémoire la formule de Dulong

$$P = 80.8 C + 344,6 \left(H - \frac{O}{8} \right)$$

dans laquelle C s'applique au carbone total, H et O représentent les teneurs pour 100 du charbon en hydrogène et oxygène.

La formule de Goutal additionne le pouvoir calorifique du carbone fixe (8200 calories) avec le pouvoir calorifique des matières volatiles, lequel a été reconnu variable suivant la nature des houilles. Goutal, par un très grand nombre d'expériences sur les houilles effectuées à la bombe Mahler, a pu déterminer la loi de variation du pouvoir calorifique des matières volatiles. Dans ces conditions, la formule empirique de Goutal est :

$$P = 82 C + a V.$$

dans laquelle C représente la teneur pour 100 en carbone fixe, V la



teneur pour 100 en matières volatiles, a le pouvoir calorifique variable fonction de la teneur V' en matières volatiles du combustible supposé pur, c'est-à-dire sans cendres et $V' = \frac{100 V}{C + V}$.

Les valeurs de a ont été déterminées pour des combustibles tenant jusqu'à 40 p. 100 de matières volatiles, et sont figurées sur la courbe ci-jointe (fig. 1).

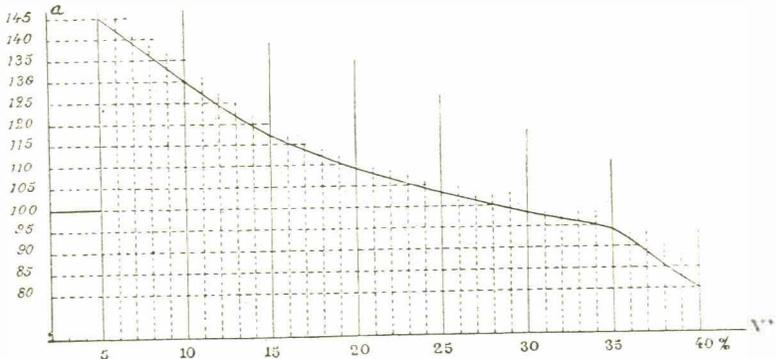


Fig. 1. — Graphique donnant en fonction des matières volatiles, la valeur du coefficient a dans la formule de Goutal.

De cette courbe on déduit le barème suivant :

| | | | | | | | | |
|------------------------------------|-----|-----|-----|-----|-----|----|----|----|
| Matières volatiles p. 100. | 5 | 10 | 15 | 20 | 25 | 30 | 35 | 40 |
| a | 145 | 130 | 117 | 109 | 103 | 98 | 94 | 80 |

Et ces valeurs de a réparties dans la formule donnent un tableau du pouvoir calorifique des houilles en fonction de leurs matières volatiles :

| | | | | | | | | |
|--------------------------------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|-------|
| Matières volatiles. | 40 | 35 | 30 | 25 | 20 | 15 | 10 | 5 |
| Pouvoirs calorifiques. | 8 515 | 8 680 | 8 725 | 8 740 | 8 725 | 8 680 | 8 620 | 8 420 |

d'où l'on déduit la courbe ci-dessous (fig. 2) :

Cette formule et ces courbes sont très intéressantes, toutes les fois que l'on ne dispose que de moyens rudimentaires pour étudier une houille : il suffit en effet pour connaître avec une approximation de 1 à 2 p. 100 la valeur d'un combustible de faire les essais suivants : Le dosage de l'humidité se fait sur le charbon en poudre desséché à l'étuve à 115° pendant une heure. Les cendres s'obtiennent au moufle par une combustion lente et graduelle. Quant aux matières volatiles, on les apprécie en chauffant brusquement sur un brûleur Bunsen, 5 grammes de charbon dans un creuset fermé de 30 centimètres cubes.



Ces lois et formules peuvent incontestablement rendre des services, mais en en faisant usage, on n'obtiendra jamais que des valeurs approchées, et ce que nous voulons avoir comme base de toute étude de chauffage, c'est un chiffre de calories, une mesure de l'énergie exacts à quelques unités près.

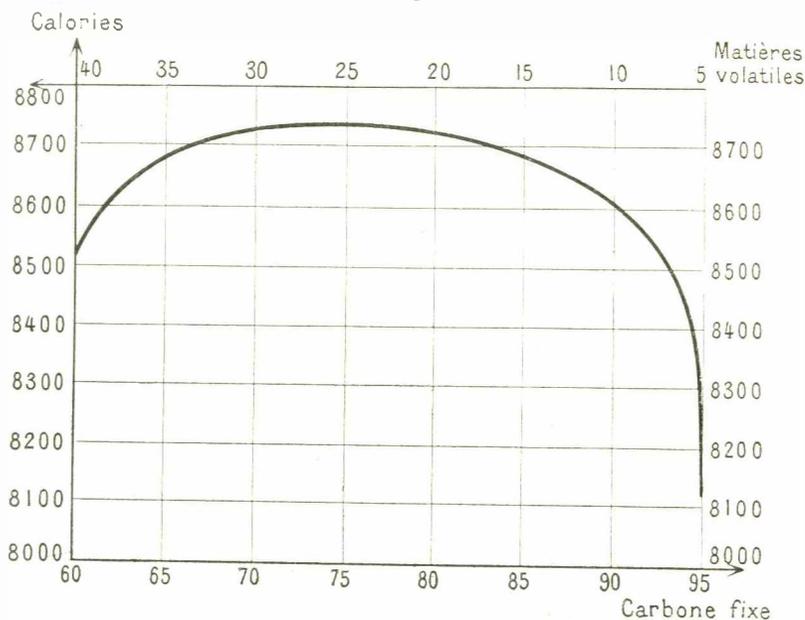


Fig. 2. — Courbe empirique de Goutal donnant les pouvoirs calorifiques en fonction de V (matières volatiles).

Cette détermination précise rendue possible par Berthelot à l'aide de la bombe calorimétrique, a été rendue pratique et industrielle par les travaux de Mahler. Nous n'avons pas à relater ici ces travaux, ni la méthode si minutieusement décrite par son auteur dans la *Contribution à l'étude des combustibles*¹.

Mais nous pensons que tout ingénieur s'occupant de combustions et de chauffage doit connaître le maniement de l'obus calorimétrique, ou se mettre en relations avec un des nombreux laboratoires qui fournissent couramment les mesures de pouvoirs calorifiques avec une approximation de 1/2 à 1/4 p. 100, souvent même du millième.

¹ Publiée dans le *Bulletin de la Société d'Encouragement*, le travail de MAHLER a été réédité chez Baudry et Cie (Ch. Béranget), puis reproduit dans tous les ouvrages traitant de la combustion et des combustibles. On le trouvera très complètement décrit dans le *Traité de chimie* de Ad. CARNOT. Voir également le tome II de la présente Encyclopédie, p. 276.



La détermination du pouvoir calorifique à l'aide de l'obus Mahler donne, après toutes corrections d'analyse expliquées dans la « Contribution à l'étude des combustibles » un nombre de calories représentant la chaleur dégagée par une combustion à volume constant, et en condensant l'eau : c'est moins et plus que l'énergie calorifique réellement utilisée dans un four. Il est donc nécessaire de faire une double correction.

Ces corrections se font par deux formules très simples dérivées du principe de la Conservation de l'Énergie que nous avons déjà énoncé. Nous empruntons au Cours de H. Le Chatelier ces deux formules dont la démonstration nous entraînerait au delà de notre programme de science appliquée.

1° *Correction pour combustion à pression constante.* — Le principe de la Conservation de l'Énergie permet de calculer la chaleur de combustion à pression constante au moyen de la chaleur de combustion à volume constant déterminée par l'obus calorimétrique, en conduisant à la formule¹ :

$$L = Q + 0,54 n$$

dans laquelle Q représente le nombre de calories mesurées et calculées par l'expérience calorimétrique, c'est-à-dire à volume constant, L représente le pouvoir calorifique cherché, à pression constante et n le nombre de volumes moléculaires dont le mélange a diminué, l'eau étant supposée rester à l'état liquide.

Voici quelques exemples des résultats de ce calcul pour les combustibles de notre tableau.

| CORPS BRULÉS en molécules. | CONTRACTION | CHALEURS DE COMBUSTION | |
|----------------------------------|---------------|------------------------|-----------------------|
| | | A volume constant. | A pression constante. |
| H ² | 1,3 vol. mol. | 68,15 | 68,96 |
| CO | 0,5 — | 67,93 | 68,20 |
| CH ⁴ | 2 — | 212,40 | 213,48 |
| C ² H ² | 1,5 — | 308,25 | 309,06 |

On voit par ces exemples que la différence entre les deux chaleurs de combustion est très faible. Elle est nulle pour le carbone brûlant pour acide carbonique, puisque dans ce cas, il n'y a pas

¹ Introduction à l'étude de la Metallurgie, pages 57 et suivantes (Dunod et Pinat).



de contraction ; elle est la plus forte pour l'hydrogène, sans dépasser 1 p. 100.

Lorsqu'on a affaire à des combustibles naturels, il n'y a pas à tenir compte de cette correction pour les combustibles carbonisés, charbon de bois ou coke ; il n'y a même pas lieu de s'en préoccuper pour la houille qui est relativement peu hydrogénée. Quant aux combustibles liquides et aux gaz riches en hydrocarbures comme le gaz d'éclairage ou les gaz de fours à coke, on peut compter que le pouvoir calorifique industriel, à pression constante, est supérieur de 0,3 à 0,5 p. 100 à la chaleur de combustion mesurée au calorimètre.

2° *Correction résultant de la non-condensation de l'eau dans les combustions industrielles.* — La correction résultant de ce que l'eau reste à l'état de vapeur dans les fumées de four, tandis qu'elle est condensée dans le calorimètre, est beaucoup plus importante. On peut en faire le calcul par une application du principe de l'état initial et de l'état final, ou d'un corollaire de ce principe qu'il est inutile de démontrer ici dont l'énoncé est le suivant :

Les chaleurs de combustion des composés hydrogénés varient, suivant que l'eau reste à l'état liquide ou à l'état gazeux, d'une quantité de chaleur égale au produit du nombre de molécules d'eau résultant de la combustion, par la chaleur latente de vaporisation de l'eau à la température correspondant à la mesure au calorimètre du pouvoir calorifique.

La chaleur de vaporisation de l'eau rapportée au kilogramme, à une température t , est d'après la formule de Regnault :

$$L_t = 606,5 - 0,695 t.$$

A 15°, température normale des mesures calorimétriques

$$L_{15^{\circ}} = 606,5 - 0,695 \times 15$$

et si l'on rapporte la formule à la molécule, on trouve

$$l_{\text{moléculaire}}^{15^{\circ}} = 10,73 \text{ Cal.}$$

d'où l'on déduit que le pouvoir calorifique d'un combustible, déterminé par la bombe Mahler devra être diminué d'autant de fois 10,73 c. qu'il y a de molécules d'eau produites.

Faisons le calcul dans les cas des composés les plus usuels : hydrogène, méthane, acétylène.



| GAZ soumis à l'expérience calorimétrique. | NOMBRE de molécules d'eau. | POUVOIR calorifique mesuré. | CORRECTION | POUVOIR calorifique vrai. Eau vapeur. |
|---|----------------------------|-----------------------------|------------|---------------------------------------|
| H ₂ | 1 | 68,96 | — 10,73 | = 58,23 |
| CH ₄ | 2 | 213,48 | — 21,46 | = 192,00 |
| C ₂ H ₂ | 1 | 309,06 | — 10,73 | = 298,33 |

On voit par ces trois exemples, et surtout par l'hydrogène, que la correction due à la non-condensation dans la bombe Mahler est d'une importance telle, 3 à 12 p. 100, qu'il est impossible de la négliger dans les combustions.

3° *Conséquences dans l'étude des combustibles industriels.* — De ce qui précède résulte qu'il est impossible d'évaluer la valeur en énergie calorifique d'un combustible, sans connaître son pouvoir calorifique déterminé à la bombe Mahler, d'une part, et sa composition centésimale élémentaire qui seule permet de déterminer la contraction ou la dilatation à pression constante, et de compter les molécules d'eau condensée.

Nous n'avons pas à décrire ici la méthode d'analyse organique que le lecteur trouvera minutieusement décrite dans la « Contribution à l'étude des combustibles » de Mahler ou dans le « traité d'Analyse chimique » de Ad. Carnot, sous la forme même où elle a été étudiée, améliorée et est encore pratiquée à l'École des Mines¹. Mais nous indiquerons les cas où l'on peut pratiquement se passer de cette analyse organique sur la grille à combustion, laquelle est difficile et demande un outillage que l'ingénieur n'a pas toujours et un apprentissage chimique qu'il n'est pas tenu d'avoir fait.

Pratiquement l'analyse complète donnant C, H, O, et Az n'est pas nécessaire, parce que la première correction a une valeur que nous avons trouvée insignifiante, il suffirait de connaître la teneur en hydrogène.

Examinons les divers cas de l'industrie.

S'il s'agit d'un combustible exclusivement carboné, les deux cor-

¹ Voir également le tome II de la présente Encyclopédie, *Principes théoriques d'Analyse Minérale*, par G. CHESNEAU, p. 269.



rections disparaissent ; le pouvoir calorifique mesuré à la bombe suffit, avec le dosage du carbone.

Si l'on a affaire à des houilles, la double correction due à l'hydrogène est nécessaire ; mais lorsqu'on connaît la nature de la houille, ce qui est le cas général, après une simple vérification des matières volatiles donnant la certitude que le combustible n'a pas changé, on connaîtra la teneur en hydrogène avec assez d'approximation pour faire les corrections sans recourir à l'analyse organique. Il suffit pour s'en convaincre de consulter le tableau des analyses de houilles de Mahler.

Quand enfin on se servira d'un combustible liquide, toujours très hydrogéné, les deux caractéristiques du combustible, pouvoir calorifique et analyse, sont nécessaires. Mais il suffira en général de les faire une fois pour toutes, ou à des intervalles très espacés, en raison de la constance de qualité des sortes de pétrole raffiné.

Dans tous les cas, quel que soit le combustible, quelle que soit l'opération industrielle à laquelle on le destine, le carbone doit être dosé exactement, parce qu'il sert de commune mesure entre les gaz ou fumées d'un four et le combustible qui l'a engendré. Nous avons déjà signalé l'intérêt de cette mesure exacte ; nous y reviendrons encore en indiquant une méthode pratique et rapide permettant de faire ce dosage à la suite de l'essai calorimétrique et au moyen même de la bombe Mahler.

Les notions précédentes sur lesquelles nous avons insisté parce qu'elles ne sont pas encore courantes dans la technique du chauffage industriel seront rendues très claires par l'étude de la chaleur de combustion, c'est-à-dire de l'énergie calorifique d'un pétrole de Bakou pris comme exemple.

Chaleur de combustion d'un pétrole de Bakou. Exemple de détermination et de calcul. — Ce pétrole que nous retrouverons dans un chauffage de chaudière marine alimentée au pétrole donne à la bombe Mahler le chiffre observé directement, et calculé suivant les formules de Mahler, de 10.805 calories.

L'analyse organique donne la composition :

$$C = 87 \text{ p. } 100 \qquad H^2 = 13 \text{ p. } 100$$

Brûlons 1000 grammes de ce combustible liquide ; ce poids exprimé en molécules correspond à :

$$C = \frac{870}{12} = 72,5 \text{ moléc.} \qquad H^2 = \frac{130}{2} = 65 \text{ moléc.}$$



Faisons la correction relative à la pression constante :

$$L = Q + 0,54 n$$

$$x_1 = 10.805 + 0,54 \times 65 = 10.840 \text{ Cal.}$$

Faisons la correction relative à la non-condensation de l'eau :

$$x_2 = 10.840 - \frac{65 \times 10.73}{697,4} = 10.143$$

La valeur de l'énergie calorifique disponible industriellement est donc seulement 10.143 au lieu de 10.805 trouvée au calorimètre. La première correction (40 calories) est insignifiante ; la seconde atteint 6,5 p. 100 du pouvoir observé à la bombe¹.

§ 2. — ÉNERGIE THERMIQUE MISE EN ŒUVRE DANS LES FOURS

Chaleurs d'échauffement et chaleurs spécifiques des gaz. — Lorsqu'un gaz, maintenu à pression constante, est porté d'une température initiale T_0 à une température supérieure T_1 , on appelle *chaleur d'échauffement entre les températures T_0 et T_1* le nombre de calories qu'il faut céder à ce gaz pour réaliser cette élévation de température.

Inversement, la chaleur d'échauffement donne la mesure de la quantité de chaleur qu'un gaz cédera en se refroidissant de T_1 à T_0 .

Cette donnée est donc la base de tous les calculs d'échanges de calories dans les phénomènes de combustion et de chauffage.

La chaleur spécifique d'un gaz à une température quelconque, que nous n'avons pas besoin de définir, se déduit aisément de sa chaleur d'échauffement ; c'est, en effet, la fonction dérivée de celle qui exprime la loi d'échauffement. Mais on ne peut pas, inversement, déduire des chaleurs spécifiques des différents gaz à une même température ou même de leurs chaleurs spécifiques moyennes entre 0 et 100°, les chaleurs d'échauffement des gaz. Toutes les chaleurs spécifiques sont, en effet, variables et croissent, en général, avec la température ; et si l'on ne connaît pas la loi d'accroissement, il est évidem-

¹ La valeur de la double correction des pouvoirs calorifiques est, on le voit, assez importante pour que nous pensions nécessaire de faire le calcul pour tous les combustibles usuels dont le pouvoir calorifique a été déterminé avec précision par P. MAHLER.

Nous donnons donc en fin de notre ouvrage (p. 272) un *tableau de la composition et du pouvoir calorifique* vrai des combustibles solides, liquides ou gazeux qui n'est que la rectification du tableau de MAHLER par application des nouvelles formules de LE CHATELIER.



ment impossible de remonter de la dérivée à la fonction primitive, de la chaleur spécifique à la chaleur d'échauffement.

Il en résulte que les chaleurs spécifiques des gaz à pression constante entre 0 et 100°, telles qu'elles ont été mesurées par Regnault, ne sont pas suffisantes pour calculer les quantités de chaleur absorbées par l'échauffement d'un gaz ou cédées par son refroidissement, et que tous les calculs faits d'après ces anciennes données sont entachés d'une erreur plus ou moins grande, mais dont on ne pouvait autrefois apprécier l'importance; qu'en un mot les problèmes de combustion et d'échanges de chaleur ne peuvent pas être abordés avec cette seule donnée de la chaleur spécifique entre 0 et 100°.

Les formules des lois d'échauffement des gaz à pression constante ont été données par Mallard et Le Chatelier en fonction de la température absolue, et la chaleur totale d'échauffement du 0 absolu (— 273°) à une température $T = 273 + t$ peut s'exprimer par une formule parabolique à deux termes :

$$Q = a \frac{T}{1000} + b \frac{T^2}{1000^2}$$

dans laquelle a est une constante commune à tous les gaz, égale à 6,5 et b une constante variable avec les différents gaz, dont la valeur est :

| Gaz parfaits (azote, hydrogène, oxygène, oxyde de carbone). | Eau. | Acide carbonique. | Formène. |
|---|------|----------------------|----------|
| 0,6 | 2,9 | 3,7 | 6 |

D'après cela, les chaleurs d'échauffement du volume moléculaire 22,32 l. de ces différents gaz, entre deux températures $t_0 = T_0 - 273$ et $t = T - 273$, s'exprimeront par les formules :

Tableau des chaleurs d'Échauffement à toute température des gaz usuels.

- (1) $Q = 6,5 \frac{T - T_0}{1000} + 0,6 \frac{T^2 - T_0^2}{1000^2}$ (gaz parfaits).
- (2) $Q = 6,5 \frac{T - T_0}{1000} + 2,9 \frac{T^2 - T_0^2}{1000^2}$ (H²O)
- (3) $Q = 6,5 \frac{T - T_0}{1000} + 3,7 \frac{T^2 - T_0^2}{1000^2}$ (CO²)
- (4) $Q = 6,5 \frac{T - T_0}{1000} + 6 \frac{T^2 - T_0^2}{1000^2}$ (CH⁴)



Ces formules permettent de calculer les chaleurs d'échauffement entre deux températures quelconques.

En prenant les dérivées de ces fonctions, on obtiendrait les chaleurs spécifiques à une température quelconque, par application de la formule :

$$\frac{dQ}{dT} = c_T = \frac{a}{1000} + \frac{2b}{1000^2} T.$$

Mais cette donnée est sans grand intérêt pour nos études. Nous avons, au contraire, constamment à calculer des chaleurs d'échauffement, et pour faciliter ces calculs, il nous a paru utile d'en faire le calcul de 200° en 200°, dans les limites de température que présente l'industrie.

Dans les fours où les échanges de température se font presque toujours par l'intermédiaire de gaz, les données qui précèdent permettent de calculer l'énergie thermique disponible.

Le principe fondamental qui préside à l'échange de calories entre deux corps de potentiels différents, c'est-à-dire dont les températures diffèrent, c'est que les calories ne peuvent, à moins d'intervention d'une puissance motrice autre que l'énergie calorifique, passer d'un corps plus chaud à un corps plus froid. La température du corps froid, qui, dans un four, est la température de régime correspondant à l'opération industrielle que l'on effectue est donc la limite inférieure au delà de laquelle tout échange de calories devient impossible dans les fours.

Il s'ensuit que l'énergie thermique disponible dans le laboratoire d'un four est égale à la chaleur d'échauffement des gaz qui le traversent entre la température du laboratoire et la température à laquelle les gaz sont portés par la combustion, entre la température de régime et la température de combustion.

Les chaleurs d'échauffement donnent donc la mesure de l'énergie thermique utilisable, pour une opération industrielle caractérisée par sa température en faisant usage d'un combustible donné.

On voit par ces remarques l'importance capitale de la notion des chaleurs d'échauffement des gaz, importance telle que l'on peut dire que l'étude raisonnée des fours et de la combustion était impossible, antérieurement aux travaux de Mallard et Le Chatelier, malgré l'admirable précision des travaux de Regnault. Comme les chaleurs d'échauffement sont d'un usage constant dans la technique du chauffage, notamment pour le calcul des températures et des rendements



Tableau des chaleurs d'échauffement

de 0° (glace fondante) à $t = T - 273$, des volumes moléculaires (22,32 l.) des gaz.

| GAZ | 0° | 200° | 400° | 600° | 800° | 1 000° | 1 200° | 1 400° | 1 600° | 1 800° | 2 000° | 2 200° | 2 400° | 2 600° |
|---------------------------------|----|------|------|------|-------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|
| Gaz parfaits ¹ . . . | 0 | 1,39 | 2,82 | 4,31 | 5,82 | 7,43 | 9,05 | 10,73 | 12,46 | 14,21 | 16,05 | 17,91 | 19,84 | 21,81 |
| H ₂ O (18 grammes) | 0 | 1,73 | 3,69 | 5,87 | 8,23 | 10,98 | 13,87 | 17 | 20,35 | 23,86 | 27,76 | 31,82 | 36,10 | 40,62 |
| CO ₂ (44 —) | 0 | 1,85 | 3,99 | 6,44 | 9,07 | 12,42 | 15,55 | 19,18 | 23,10 | 27,21 | 31,84 | 36,65 | 41,76 | 47,16 |
| CH ₄ (16 —) | 0 | 2,19 | 4,85 | 8,02 | 11,46 | 15,77 | 20,37 | 25,44 | 30,99 | 35,86 | 43,55 | 50,54 | 58,02 | 66,04 |

¹ On comprendra dans la formule des gaz parfaits : l'azote Az₂ = 28 grammes, l'oxygène O₂ = 32 grammes, l'hydrogène H₂ = 2 grammes, l'oxyde de carbone CO = 28 grammes.



toire paraît négligeable par rapport aux calories dépensées dans la combustion du charbon pour maintenir le four en température. Tel est par exemple le cas de la verrerie, four à bassin ou four à creusets, ou encore le cas du four à puddler.

Dans aucun cas, selon nous, cette chaleur spéciale ne doit être négligée ; elle doit entrer dans le bilan général au même titre et souvent avec plus de raison que les corrections au pouvoir calorifique précédemment étudiées ; elle a quelquefois beaucoup plus d'importance : les exemples que nous avons cités d'industries rentrant dans la première catégorie après qu'on les ait jugées longtemps tributaires de fours suffisent à le démontrer.

Au point de vue industriel, notre second cas est caractérisé par la nécessité d'avoir un four, c'est-à-dire un appareil où une source de chaleur étrangère, électricité ou combustible, sera versée dans le laboratoire.

On devra, dans l'étude du laboratoire au point de vue calorifique, distinguer la chaleur apportée par le jeu du four et la chaleur produite intérieurement, et il sera toujours utile de les rapprocher.

3^e CAS. — *L'énergie chimique spéciale est nulle.*

Ce cas très fréquent en industrie et dans lequel rentrent les fours de simple fusion, les fours à réchauffer, les chaudières, est évidemment étranger à notre présent paragraphe. Il est très intéressant à signaler pour notre étude d'ensemble du chauffage, car il représente le cas théorique du chauffage par les combustibles usuels dans lequel le problème est caractérisé uniquement par la température à atteindre (température de régime) et par la quantité de chaleur à fournir au laboratoire dans l'unité de temps. C'est encore le cas qui permet de déterminer exactement le *rendement de combustion* : nous lui consacrerons la plus grande partie de notre chapitre III où il sera parlé de l'économie dans les fours.

4^e CAS. — *L'énergie chimique spéciale est négative, c'est-à-dire que l'opération que l'on veut effectuer à une température de régime plus ou moins élevée absorbe de la chaleur.*

Dans ce cas, comme dans le précédent, toutes les calories seront empruntées au seul combustible, mais il faudra, toutes choses égales, un apport de calories plus grand par unité de temps, et l'on devra en tenir compte dans la conduite et mieux encore dans la construction du four.



Dans ce cas, qui est très fréquent et le devient de plus en plus avec le four électrique, il y aura au point de vue industriel deux rendements à considérer, d'abord et comme dans le cas précédent, le *rendement de combustion* qui n'est autre chose que le rapport de la chaleur réellement versée dans le laboratoire à la chaleur totale contenue dans le combustible, puis le *rendement absolu* qui sera le rapport de l'énergie chimique à fournir à la chaleur totale apportée, soit sous forme de calories provenant d'une combustion, soit sous forme de kilowatts transformés en chaleur dans le four électrique.

Cette distinction entre le rendement de combustion et le rendement absolu ne présentait qu'un intérêt restreint quand tout le chauffage se faisait par les combustibles, parce que le rendement de combustion était le criterium de la valeur absolue du rendement : mais depuis que la solution électrique fait concurrence à l'ancien chauffage, c'est le rendement absolu qui seul permettra de juger de l'économie d'un four, de comparer l'utilisation des calories et celle des kilowatts pour atteindre un même résultat, dans une industrie donnée.

En tout état de cause et dans les quatre cas que présente l'industrie, l'énergie chimique spéciale devra toujours être connue et exprimée en calories, et lorsqu'elle n'est pas immédiatement fournie par les tables de la thermochimie, il est utile de savoir la déterminer.

b) DÉTERMINATION DE L'ÉNERGIE CHIMIQUE SPÉCIALE

Lorsqu'on a affaire à une industrie utilisant une réaction non comprise dans les cas de Berthelot, on détermine l'énergie chimique spéciale, soit directement si la réaction s'effectue à la température ordinaire, soit indirectement par addition d'un corps de pouvoir calorifique connu.

Supposons, par exemple, qu'il s'agisse de l'industrie du verre et que l'on se propose de faire entrer en compte la réaction du sable siliceux sur le carbonate de chaux entrant dans la composition du lit de fusion :



On brûlera dans la bombe Mahler 1 gramme de charbon de bois purifié enveloppé dans un papier de poids connu : on trouvera, par exemple, une déviation du thermomètre de 3°01. On recommencera la même expérience en ajoutant au charbon et mêlant intimement



1,5 gr. de silice et 2,5 gr. de carbonate de chaux : la déviation thermométrique ne sera que de 2°81. Il y a donc une différence de 20/100 de degrés qui correspondent en tenant compte de la valeur réduite en eau du calorimètre, à une absorption de chaleur, rapportée à la molécule, de — 26,8 cal.¹

La fusion du verre calcaire donne donc une énergie chimique négative et l'opération des fours de verrerie rentre dans le quatrième cas de notre classification.

Lorsque la chaleur positive ou négative de réaction, c'est-à-dire l'énergie chimique spéciale, est ainsi connue, soit par les tables de thermochimie, soit par une expérience directe, à 15°, il faudra encore tenir compte du fait que l'énergie chimique varie avec la température, tout en restant soumise à la loi de l'état initial et de l'état final, de sorte qu'il serait nécessaire, dans certains cas, de connaître les chaleurs spécifiques ou d'échauffement du corps en expérience et celles des composés résultant de la réaction. Mais les différences résultant de cette correction, dans un bilan d'ensemble, sont faibles et ceci nous entraînerait au delà de ce que la pratique industrielle même la plus rigoureuse comporte, toutes les fois du moins que l'échauffement des matières en œuvre jusqu'à la température de réaction et la réaction elle-même s'opèrent dans le même four, en partant de ces matières froides.

c) AUTRES MANIFESTATIONS DE L'ÉNERGIE CHIMIQUE

Production secondaire d'électricité. — L'énergie chimique, dans les opérations industrielles, ne se détruit pas toujours sous forme de calories. Dans beaucoup de cas, la transformation immédiate chimique est sous forme d'électricité, notamment dans les réactions de voie humide : c'est ce qui se passe dans les piles².

Dans ce cas, l'énergie chimique donne en général naissance à une double manifestation d'énergie dérivée : un courant électrique et un léger dégagement de chaleur au sein du liquide de la pile presque toujours perdu.

Il ne serait pas théoriquement impossible d'utiliser comme source de calories l'énergie électrique, *les coulombs* produits par une pile, mais les exemples industriels de piles servant à un chauffage sont tellement rares qu'il n'est pas utile d'en pousser plus loin l'étude et

¹ LE CHATELIER. *Introduction à l'étude de la Métallurgie*, p. 53.

² La théorie des piles est trop connue et ne touche pas d'assez près à la grande industrie pour que nous l'abordions ici.



en particulier de préciser la relation entre le coulomb et la calorie.

La calorie, unité fondamentale de la thermochimie, restera notre unité d'énergie chimique.

Un exemple intéressant, au point de vue du rendement calorifique des fours, de transformation d'énergie chimique en énergie électrique, est celui du four électrique traitant des matières conductrices de l'électricité.

Toutes les fois que l'on traite dans un four où la température n'est pas également répartie, des corps conducteurs de l'électricité, il se produit dans la masse des courants induits qui favorisent son élévation de température. Ces courants induits peuvent avoir des origines différentes, tantôt ils seront produits par la différence de température existant en différents points de la matière inégalement chauffée : c'est la pile thermo-électrique; tantôt ils seront dus à la réaction chimique qui est en train de se réaliser, c'est la pile électro-chimique. Dans le premier cas, ils ne sont qu'un agent de propagation de la chaleur, puisque produits par des calories ils se retransforment en calories dans la masse. Dans le second cas, ils sont bien une phase intermédiaire de l'évolution de l'énergie chimique, se transformant d'abord en énergie électrique pour devenir ensuite de l'énergie calorifique.

Généralement ces deux sources sont intimement mêlées. Mais quels que soient le rôle et la forme du courant induit produit par la réaction chimique, l'énergie chimique ainsi dégagée dans le four et exprimée en calories ou en kilowatts, viendra en déduction de l'énergie extérieure apportée au four électrique et aura une influence sur la consommation des kilowatts et par conséquent sur le prix de revient de l'opération.

Rappelons ici, à propos de ces productions secondaires d'électricité dans les fours et notamment dans les fours électriques, qui entraînent des échanges équivalents d'électricité, de calories et d'énergie chimique, que les relations numériques suivantes existent entre ces diverses formes d'énergie.

Si l'on prend comme unité industrielle électrique le kilowatt-heure qui vaut 270 000 kilogrammètres, cette unité équivaut en calories ou en énergie chimique à $\frac{270\,000}{423,5} = 637$ calories, c'est à peu près le nombre de calories contenues dans 80 à 100 grammes d'une houille industrielle.



§ 4. — ÉNERGIE MÉCANIQUE ET ÉNERGIE CINÉTIQUE

L'énergie mécanique représentée principalement par les chutes d'eau, et l'énergie cinétique dont les manifestations les plus utilisables sont la force vive des cours d'eau et la force motrice du vent sont très rarement transformées directement en calories et peuvent à peine être classées dans les sources immédiates d'énergie calorifique. La célèbre expérience de Joule qui a permis de déterminer l'équivalent calorifique du travail mécanique et l'équivalent mécanique de la chaleur, ce chiffre 423,5 que nous avons plusieurs fois rencontré, n'a pas reçu d'applications dans l'industrie.

En général, la première étape d'utilisation d'une de ces énergies mécanique ou cinétique est la production d'électricité, et celle-ci par une seconde machine est transformée soit en calories, soit en kilowatts dans une machine motrice.

Cependant, comme l'énergie mécanique naturelle synthétisée sous le nom de houille blanche, et l'énergie calorifique représentée par la houille se concurrencient de plus en plus tant dans le champ de la force motrice, que dans celui du chauffage, il est utile de rapprocher ces deux modes principaux de la puissance motrice et de donner à cette comparaison une forme plus concrète.

L'unité d'énergie mécanique est le kilogrammètre; c'est le travail nécessaire pour élever un kilogramme à 1 mètre, au niveau de la mer.

L'unité calorifique, la calorie, est d'après Joule égale à 423,5 kilogrammètres.

Supposons que nous brûlions 1 gramme de carbone amorphe à l'air, nous produirions $\frac{97,6}{12}$ cal. qui sont équivalentes à $\frac{97,6 \times 423,5}{12}$ = 3.444 *kym*. Donc, un four brûlant 1 gramme de charbon à la seconde ou 3.600 kg. à l'heure devrait être, si le rendement était parfait de part et d'autre, égal à un four électrique absorbant une chute d'eau de 1 mètre débitant 3,444 m³ à la seconde.

Inversement, on voit qu'une chute d'eau de 1 mètre cube par seconde et de 1 mètre de hauteur équivaut à une source de chaleur représentée par $\frac{1}{3,444}$ = 0.29 gr. de carbone brûlé par seconde, en supposant le rendement des machines parfait.

Poursuivons la comparaison en prenant une unité dynamique plus importante, le *kilowatt-an* adopté généralement pour estimer la



valeur d'une chute¹. Établissons l'équivalence théorique en calories et en carbone.

$$102 \times 360 \times 24 \times 3\,600 = 3\,172\,608\,000 \text{ kilogrammètres.}$$

En divisant ce chiffre par le nombre précédemment trouvé 3,444 qui correspond au gramme de carbone on trouve $3\,172\,608 : 3,44 = 921$ kilogrammes.

Le kilowatt-an serait donc équivalent à l'énergie contenue dans 921 kilogrammes (moins d'une tonne) de carbone, s'il y avait échange parfait entre ces deux formes d'énergie.

Inversement, une tonne de carbone ou d'une bonne houille devrait produire $\frac{1}{921} = 1,085$ kilowatt-an.

Malheureusement cette équivalence parfaite est loin d'être réalisée industriellement. Sans parler de la limite absolue qui empêche la transformation complète d'énergie chimique ou calorifique en travail dont Clausius a montré l'existence, en introduisant en thermodynamique la notion de *chaleur compensée* (qui ne peut être transformée en travail), il faut encore tenir compte du rendement des machines qui abaisse énormément les coefficients d'équivalence. Nous le verrons en étudiant l'énergie électrique, principal agent de ces transformations.

§ 5. — ÉNERGIE ÉLECTRIQUE

a) RÔLE ET EFFET UTILES

DE L'ÉLECTRICITÉ DANS LES TRANSFORMATIONS D'ÉNERGIE

L'énergie électrique, dont le rôle est devenu si prépondérant dans l'industrie depuis quelques années, est avant tout un excellent agent de transformation des différentes sortes d'énergies les unes dans les autres.

Elle ne produit rien par elle-même, mais elle est l'intermédiaire souvent indispensable qui permet la meilleure utilisation des forces naturelles dont nous disposons :

Transformation de l'énergie mécanique en énergie mécanique ou plus simplement transport de la puissance motrice de son lieu de production à son lieu d'utilisation.

¹ Lorsqu'on installe une centrale électrique en utilisant une chute d'eau, on la caractérise par le prix de revient du kilowatt-an; ce prix varie dans les grandes installations de 50 francs (exceptionnel) à 200 et même 300 francs. Il est encore supérieur dans les petites forces.



Transformation de l'énergie mécanique en énergie calorifique dans un four ou dans un appareil d'éclairage.

Enfin, transformation de l'énergie mécanique en énergie chimique ou inversement dans l'électrolyseur ou dans la pile; telles sont les principales voies d'utilisation de l'énergie électrique.

Toutes ces transformations si commodes pour la simplicité et le bon marché des machines et des fours qui servent à les réaliser ne se font pas sans des pertes, on pourrait dire plus exactement des fuites d'énergie, dont il est bon de montrer l'importance énorme par un exemple concret emprunté à l'industrie même et en nous plaçant dans l'hypothèse de l'emploi d'appareils les plus perfectionnés.

Pour cela nous parcourons un cycle complet, partant de l'énergie calorifique fournie par un combustible sous forme de chaleur latente pour arriver à une autre forme d'énergie calorifique, chaleur sensible que nous utiliserons dans un four électrique, après avoir passé par l'énergie mécanique et cinétique réalisée par une machine à vapeur et par l'énergie électrique produite par un alternateur ou une dynamo.

Brûlons, en une heure, 1 kilogramme de carbone correspondant à $\frac{97\,600}{12} = 8\,133$ calories, dans une très bonne chaudière, par exemple une chaudière à tubes d'eau. Nous obtiendrons un poids de vapeur d'environ 10 kilogrammes. Employons cette vapeur à actionner une turbine ayant un des meilleurs rendements que l'on ait réalisé avec les moteurs à grande puissance, nous produirons, à raison de 6 kilogrammes de vapeur dépensée par kilowatt et par heure, une puissance exprimée en kilogrammètres de

$$\frac{10 \times 102 \times 3\,600}{6} = 612\,000 \text{ kilogrammètres.}$$

Supposons que les 612 000 kilogrammètres ainsi produits soient transformés en électricité par un appareil électrique parfait, puis transportés à une faible distance par une ligne électrique ne dépassant pas quelques centaines de mètres; ils subiront du fait de cette ligne une perte d'environ 5 p. 100 qui réduira leur nombre à 581 000.

A l'extrémité de cette ligne plaçons un four électrique auquel nous supposons encore un rendement parfait, cet appareil d'après la loi de Joule ne restituera au maximum que $\frac{581\,000}{423,5} = 1\,380$ calories.



Le rendement global sera donc $\frac{1380}{8133} = 16,9$ p. 100 et si le four électrique n'a qu'un rendement de 80 p. 100, le rendement global descendra à 13 ou 12 p. 100.

Le cycle des quatre transformations successives a donc absorbé 84 p. 100 de l'énergie totale disponible; c'est une opération déplorable au point de vue industriel, et pourtant elle est devenue une opération commerciale du plus grand intérêt, puisque c'est elle qui est suivie dans toutes les grandes centrales électriques et qui assure l'éclairage public de toutes les grandes agglomérations urbaines.

Ces calculs et les quelques remarques que nous ont suggérées l'examen de l'énergie mécanique ou cinétique ont pour but de montrer combien les équivalences d'énergie sont loin d'être réalisées industriellement, combien on aura en général avantage à utiliser l'énergie calorifique sous forme de calories et l'énergie mécanique sous forme de travail.

Le principe du chauffage électrique avec centrales à vapeur paraît être un contresens économique; le processus de l'opération suffit à le démontrer car il est le suivant : partir d'une substance riche en calories, le combustible, faire passer une partie de ces calories dans un fluide élastique, la vapeur, utiliser ce fluide à actionner une machine qui entraîne elle-même une dynamo et avec cette dynamo reproduire finalement des calories par l'échauffement d'un conducteur, en perdant dans ces opérations successives 85 à 88 p. 100 de la puissance dont on disposait, tel est le bilan du four électrique greffé sur une centrale.

Aussi, dans le cas général, est-ce à l'énergie des chutes d'eau que l'on est obligé d'avoir recours, parce que ces chutes présentent des réserves d'énergie souvent inutilisables et c'est à ce fait qu'il faut attribuer le développement intense de l'industrie dans les régions montagneuses, Suisse, Italie, Dauphiné, Suède, États-Unis.

Une seconde source d'énergie électrique à bon marché capable de lutter peut-être, dans l'avenir, avec les chutes d'eau de puissance moyenne est constituée par les centrales électriques créées autour des mines de houille. De grands efforts sont actuellement tentés dans ce sens, dans le Nord et le Pas-de-Calais et les grandes Compagnies Minières se préoccupent de fournir largement d'énergie les villes voisines, Lille et Arras, en utilisant les déchets de charbon ou les sous-produits de l'industrie houillère — de la même façon que les concessionnaires de houille blanche du Dauphiné ou des Alpes songent à atteindre Lyon avec leur réseau électrique.



En l'état présent des grandes exploitations houillères, les usines à coke commencent à avoir un large excédent de gaz utilisable soit comme source de force motrice, soit comme gaz éclairant, soit mieux comme gaz industriel pour les fours métallurgiques : l'utilisation du gaz de fours à coke en métallurgie est tout à fait à l'ordre du jour. Mais il reste encore bien des économies à réaliser, bien des réserves d'énergie à mettre en œuvre soit dans les résidus de coke et poussières de fours, soit dans les escaillages contenant 40 p. 100 de carbone et au-dessous actuellement inutilisables en gazogènes, soit encore dans les calories inutilisées des moteurs à gaz qu'il serait possible de récupérer.

Quand ces améliorations, qui sont toutes ou presque toutes à l'étude, seront réalisées, quand les puissances motrice ou calorifique extraites de la houille auront leurs emplois les plus rationnels (gaz riche pour le chauffage industriel, gaz pauvre pour la force motrice) quand les sous-produits auront leur utilisation maxima, il n'est pas douteux que le kilowatt de telles centrales atteindra des prix qui permettront son emploi avantageux pour le chauffage. La houille deviendra une source d'énergie calorifique utilisable à distance, au même titre que la houille blanche, avec toutes les facilités de transport que comporte l'énergie électrique.

Rarement pourra-t-on utiliser comme troisième source électrique d'énergie calorifique en obtenant des conditions économiques avantageuses, l'énergie créée dans les centrales urbaines : disponible en excès aux heures où l'éclairage est arrêté.

Ces remarques et calculs étaient nécessaires pour établir la localisation des applications du chauffage électrique et mettre en garde contre des essais qui seraient condamnés à l'avance dans des centres urbains où le prix du kilowatt ne saurait suivre que la marche ascendante du prix du combustible ; mais au point de vue technique qui nous occupe, peu importe l'origine du courant, et nous n'avons à étudier que la transformation simple de l'énergie électrique en calories.

Pour cela, il est utile de rappeler quelques définitions des unités électriques et la loi fondamentale de cette transformation électricité-chaaleur ou loi de Joule.



b) UNITÉS ÉLECTRIQUES. LOI DE JOULE

Nous adopterons ici les unités électriques en usage dans l'industrie, à l'exclusion des unités c. g. s. qui sont peu entrées dans la pratique.

Quantité d'électricité. — L'unité de quantité d'électricité est le *coulomb*; c'est la quantité d'électricité nécessaire pour libérer de sa solution un poids de 0,00118 gr. d'argent et le déposer à l'état métallique.

Intensité de courant. — L'unité d'intensité est l'*ampère* : c'est l'intensité qui fait passer en un point *un coulomb* par seconde : elle est définie par la formule $Q = IT$.

Résistance. — L'unité de résistance est l'*ohm* : c'est la résistance offerte par une colonne de mercure de 1 mm² de section et de 106,3 cm. de longueur à la température de 0°.

Force électromotrice. — L'unité de force électromotrice est le *volt* : c'est la force électromotrice qui fait passer un courant de *un ampère* dans un conducteur dont la résistance est de *un ohm* : $E = RI$.

Travail. — L'unité de travail est le *joule* : c'est le travail produit par une force électromotrice de *un volt* qui fait passer une quantité d'électricité de *un coulomb*. $W = EIT$.

Puissance. — L'unité de puissance est le *watt* : c'est la puissance correspondant au travail de *un joule par seconde*.

La loi sur laquelle est basé le phénomène de l'échauffement des conducteurs est la *loi de Joule* qui peut s'exprimer ainsi :

La chaleur dégagée par un courant passant à travers un corps est proportionnelle à la résistance de ce dernier, au carré de l'intensité du courant et au temps pendant lequel passe le courant.

Si l'on désigne par :

W la quantité d'énergie dégagée par seconde exprimée en Joules,

R la résistance totale du corps exprimée en ohms,

E la différence de potentiel entre l'entrée et la sortie du courant exprimée en volts,

I l'intensité du courant exprimée en ampères, la loi de Joule s'écrit :

$$W = RI^2 = EI.$$

La résistance d'un conducteur au passage du courant dépend de la nature et de la forme de ce conducteur.



L'expérience a prouvé que dans un fil cylindrique, la résistance est proportionnelle à la longueur, inversement proportionnelle à la section et proportionnelle à un facteur ρ dépendant de la nature du corps et qu'on appelle la *résistivité* ou *résistance spécifique*.

La résistivité d'un corps s'exprime généralement en *ohms-centimètres* ; c'est la résistance que présente un centimètre cube de ce corps entre deux de ses faces parallèles.

Si l'on désigne par L la longueur en mètres d'un fil cylindrique conducteur, par S sa section, sa résistance sera représentée par :

$$R = \frac{100 \rho L}{S} \text{ en ohms.}$$

La quantité de chaleur développée dans ce conducteur par le passage d'un courant d'intensité I en ampères, exprimée en joules par seconde sera :

$$W = \frac{100 \rho L}{S} \times I^2$$

Or, un joule vaut 0,00024 cal. ; l'énergie thermique produite dans le conducteur, exprimée en calories-kilogrammes, sera donc représentée par la relation :

$$W = \frac{0,024 \rho L}{S} \times I^2.$$

D'autre part, la déperdition de chaleur par rayonnement et conductibilité est fonction de la température du corps.

Appelons $f(T)$ cette fonction, on pourra écrire lorsque le régime, d'équilibre sera établi :

$$W = f(T).$$

C'est cette équation qui donnera la température maxima à laquelle le conducteur pourra être porté.

Pour la résoudre, il faudrait connaître exactement les conditions de la déperdition de chaleur, ce qui est assez délicat.

Mais lorsqu'il s'agit d'un corps de faible poids P le problème se simplifie, car l'élévation de température se produit très rapidement, l'on peut négliger les pertes par rayonnement et conductibilité pendant les premières secondes, toute la chaleur apportée par le courant étant alors employée à élever la température du corps

Si l'on appelle alors :

P le poids du corps en kilogrammes,

C sa chaleur spécifique entre zéro et T degrés,



t sa température initiale,
 n le nombre de secondes de passage du courant,
 On a :

$$W = P c (T - t) n.$$

Cette relation permet de déterminer T au bout d'un certain nombre n de secondes pourvu que ce nombre ne soit pas trop élevé.

Dans le cas du four électrique, la fonction $f(T)$ est beaucoup plus complexe et elle le sera d'autant plus que les dimensions du laboratoire seront plus vastes, car si, dans les petits fours analogues à celui de Moissan, on peut admettre qu'il s'établit dans la cavité intérieure une température de régime uniforme, il n'en est plus de même dans les fours de grande dimension où les pertes de chaleur seront essentiellement variables d'un point à un autre.

En outre, dans certains types de fours, la résistance du conducteur n'est, elle-même, que très imparfaitement connue et elle varie d'un moment à l'autre puisque c'est la masse à demi fondue de la matière à traiter qui sert au passage du courant.

Pratiquement, on ne cherche pas à déterminer la fonction $f(T)$; on procède expérimentalement de la façon suivante : on s'efforce de diminuer dans toute la mesure du possible les pertes par rayonnement et conductibilité en entourant le laboratoire de matériaux mauvais conducteurs (par exemple, la chaux vive ou la magnésie ou les carbonates de ces deux substances) puis on établit un contact intime entre la masse à traiter et le conducteur qui l'échauffe, ou entre les électrodes et la masse si c'est cette masse elle-même qui conduit le courant, et enfin on augmente progressivement l'intensité du courant jusqu'à produire la température nécessaire à l'opération.

On établit alors le rendement du four en fonction des poids de matière en totalisant pour une chauffe les lectures du wattmètre enregistreur placé à l'entrée du four et en divisant ce total par le poids de la matière traitée.

Rendement calorifique d'un four électrique.

Il est intéressant de voir par un calcul rapide, analogue à celui que nous avons fait plus haut pour une installation à vapeur, à quel rendement calorifique peut atteindre l'établissement d'un four électrique alimenté par une centrale hydroélectrique.



Prenons par exemple un four à carbure de calcium : en vertu de la formule $\text{CaO} + 3\text{C} = \text{CaC}_2 + \text{CO}$ il faut pour produire une tonne de carbure de calcium avoir un mélange composé de 1 tonne de CaO et de 650 kilogrammes de charbon pur.

La chaleur à fournir comprend deux parties :

a) Celle qui est nécessaire à élever le mélange jusqu'à la température de réaction.

b) Celle qui est nécessaire à la réaction.

L'ensemble de ces deux chaleurs correspond environ à 1 500 000 calories.

Or, un four à carbure bien installé consomme environ 5 000 kilowatts-heure par tonne de carbure produite. Ces 5 000 kilowatts-heure correspondent à $850 \times 5\,000 = 4\,250\,000$ calories.

Le rendement du four est d'environ 35/100 :

Il faudra donc pour produire une tonne de carbure, disposer à l'entrée du four de 5 000 kilowatts-heure électriques.

Admettons que nous ayons, entre la centrale hydroélectrique et le four, une ligne électrique qui dissipe environ 3 p. 100 de la puissance qu'elle transmet, nous devons disposer aux bornes des dynamos de 5 150 kilowatts-heure.

Et si les dynamos ont un rendement de 92 p. 100 et les turbines hydrauliques un rendement de 72 p. 100, la puissance à emprunter à la chute d'eau sera de :

$$\frac{5\,150}{0,92 \times 0,72} = 7\,750 \text{ kilowatts.}$$

Soit donc $850 \times 7\,750 = 6\,600\,000$ calories en chiffres ronds et le rendement global de l'installation ressort à $\frac{1\,500\,000}{6\,600\,000} = 23/100$ environ.

§ 6. — ÉNERGIE ÉLASTIQUE

L'énergie élastique n'intervient qu'exceptionnellement dans les fours comme source d'énergie calorifique, cependant, comme nous nous sommes imposé la règle de ne rien négliger dans l'évaluation totale de l'énergie qui est à la base de la science du chauffage, il convient de remarquer que dans certains appareils soufflés à forte pression comme le Bessemer et le haut fourneau, l'air est introduit dans le four après avoir emmagasiné par sa compression une



énergie élastique équivalente à un nombre de calories qui sont déversées dans le four par l'effet de la détente du gaz.

Dans les fours même, l'emploi des gazogènes soufflés à des pressions souvent élevées, comme dans les gazogènes à cuves, correspond à un léger appoint de calories. Il est donc nécessaire de le calculer ou du moins de démontrer que cet appoint est négligeable. Le résultat du calcul est que, pour une pression de 2 atmosphères, la variation de l'énergie élastique par mètre cube de vent soufflé est de 7160 kilogrammètres correspondant à 17 calories.

Dans un four le kilogramme de charbon dégageant environ 8000 calories exige pour sa combustion un volume d'air de 8 à 10 m³; la pression de la soufflerie est rarement supérieure à 100 centimètres d'eau, c'est-à-dire 1/100 d'atmosphère : la correction au chiffre d'énergie disponible n'atteint pas 1/1000 dans le cas général : nous n'aurons pas à en tenir compte.

Cependant comme la tendance actuelle est d'accentuer la pression dans les gazogènes au point d'avoir des charges exprimées en centimètres de mercure (gazogène Morgan, gazogène Sepulchre); comme d'autre part les gazogènes à forte pression sont sans grille, ce qui permet d'y insuffler de l'air préalablement chauffé à des températures élevées, c'est-à-dire dilaté, la valeur de l'apport de calories pourra, dans l'avenir, atteindre un chiffre qui ne serait plus négligeable auprès de l'énergie totale disponible, et cet apport de calories dans un gazogène est d'autant plus intéressant qu'il tend à accroître la richesse du gaz en calories latentes. Nous indiquons donc ici la formule permettant de calculer la valeur de l'énergie élastique, d'après le *Traité de Métallurgie* de Babu.

Soient p , V , p_0 , V_0 les volumes et pressions de l'air chauffé à une température t .

$$\begin{aligned} pV &= p_0V_0 \\ V_0 &= 1 \text{ mètre cube} \quad p_0 = 10\,330 \text{ kilogrammes.} \end{aligned}$$

La variation d'énergie élastique de l'air due à la compression $p - p_0$ est représentée par l'équation :

$$U = \int_{p_0}^p p \, dV.$$

Mais on sait que

$$p = \frac{p_0 V_0}{V} = \frac{10\,330}{V}$$



ou

$$\dot{U} = 10\,330 \int_{p_0}^{p_1} \frac{dV}{V} = 10\,330 L_n \frac{V}{V_0}$$

$$U = 10\,330 L_n \frac{p_0}{p}$$

L'augmentation de l'énergie élastique du vent soufflé comprimé à la pression p est proportionnelle au logarithme des quotients $\frac{V}{V_0}$ ou $\frac{p}{p_0}$.



B. — QUELQUES NOTIONS DE THERMODYNAMIQUE.
DISSOCIATION. — ÉQUILIBRES CHIMIQUES. — ÉNONCÉ
DES LOIS GÉNÉRALES DE L'ÉNERGÉTIQUE

Dans tout ce qui précède nous n'avons indiqué que des données numériques, ou des formules algébriques précises, des chiffres en un mot, permettant de calculer les échanges d'énergie, les quantités de chaleur dégagées par les réactions, en supposant que ces réactions soient complètes. Ces données numériques sont le plus souvent suffisantes, et dans notre précédent ouvrage, nous avons pu faire une théorie générale de la combustion¹ dans les fours industriels sur ces mêmes bases, sans faire appel aux lois de la thermodynamique autrement que pour indiquer l'origine de certaines formules dérivant soit du principe de la conservation de l'énergie soit du principe de l'état initial et de l'état final.

En fait, la connaissance de la mécanique chimique n'est pas nécessaire à la solution pratique de la plupart des problèmes de chauffage et l'un des buts de notre ouvrage a été de dégager la science appliquée de l'énergie calorifique des sciences mathématiques et de la thermodynamique.

Cependant, il est des cas de chauffage industriel où les réactions ne sont pas complètes, soit qu'elles soient limitées par la dissociation dans les fours à très haute température, soit qu'elles s'accomplissent sous un régime d'équilibre chimique comme dans les gazogènes. Dans ces cas, les lois de la thermodynamique interviennent, et leur connaissance peut être un guide très sûr pour les progrès du chauffage. L'étude de ces réactions incomplètes, notamment de celles qui peuvent se passer dans les gazogènes, a été poussée très loin depuis quelques années, tant par l'étude des lois mathématiques des Équilibres chimiques de Le Chatelier et Van't Hof que par les travaux expérimentaux de Boudouard, Nernst, Warberg, etc., au point qu'il soit devenu possible de faire la théorie de

¹ *Le chauffage industriel et les fours à gaz*, par E. DAMOUR. Paris 1898.



ces combustions incomplètes, comme nous avons pu faire précédemment celle des combustions complètes dans les fours.

De là la nécessité de consacrer une courte étude à la thermodynamique, d'en rappeler les lois fondamentales en indiquant les conséquences pratiques qu'elles ont sur les questions de chauffage.

Réversibilité et irréversibilité. — La première notion de mécanique chimique avec laquelle il est utile de se familiariser est celle de la *réversibilité* ou de l'*irréversibilité* des phénomènes. Cette notion, qui s'applique à toutes les manifestations de l'énergie, se définit le plus aisément par des exemples, l'irréversibilité étant par exemple caractérisée, en énergie mécanique, par la chute d'un corps à l'air libre, la réversibilité par l'abaissement d'un corps placé sur un plateau de balance. En énergie électrique, l'utilisation d'un courant donné, dans un four, par l'arc électrique, est un phénomène irréversible, tandis que l'utilisation du même courant à une électrolyse celle du sulfate de zinc par exemple, est réversible, tellement réversible qu'il arrive de voir tout l'agencement chaudière, moteur, dynamo et cuve de réaction marcher en sens inverse, la cuve formant pile, la dynamo entraînant le moteur à vapeur en marche arrière, lorsque l'équilibre entre l'énergie chimique et l'énergie électrique est interverti. En énergie thermique la combustion du charbon à l'air et la plus grande partie des combustions dans les fours sont des phénomènes irréversibles ; la combustion incomplète dans un gazogène est partiellement réversible, ainsi que nous le verrons.

Les réactions réversibles sont du domaine du calcul infinitésimal et s'expriment par des lois différentielles qui ne sont pas toujours intégrables. Les réactions irréversibles sont du domaine de l'algèbre ou de l'arithmétique.

Dans les manifestations de l'énergie thermique, et notamment dans les problèmes industriels de chauffage, ce sont presque toujours les réactions irréversibles qui entrent en jeu. Cela se comprend si l'on pense que la destruction de la puissance motrice sous forme de calories par le rayonnement terrestre est le dernier terme vers lequel tendent naturellement les transformations de l'énergie. Cela se conçoit mieux encore si l'on songe que le chauffage ne peut commodément s'effectuer, n'est efficace, que si la différence de potentiel thermique est grande entre le système chauffant et le système à chauffer, si l'écart entre la température de régime et la source de chaleur thermique ou électrique est suffisante. En général même,



plus cet écart est considérable, plus le chauffage est rapide, meilleur est le rendement.

Il se présente cependant des cas où cette différence de potentiel se trouve forcément réduite. Le premier est celui où la température de régime est assez élevée pour que la source de chaleur n'excède que de peu le potentiel des milieux à chauffer: c'est le cas d'un laboratoire travaillant à 2000° et alimenté par un combustible dont la température de combustion est limitée, comme nous l'avons vu. Le second cas est celui où la combustion partielle est réglée de façon que la température du foyer soit basse, c'est le cas des gazogènes. Dans l'un et l'autre cas on se rapprochera plus ou moins des conditions de la réversibilité à savoir l'équilibre entre le système chauffant et le milieu ambiant.

Dans le premier cas la dissociation intervient, dans le second les lois des équilibres chimiques entrent en jeu. Nous les étudierons successivement sous une forme aussi concrète et pratique que possible.

§ 1. — DISSOCIATION

La loi de dissociation découverte par Sainte-Claire Deville d'abord sur le carbonate de chaux, puis sur les gaz CO , ^2CO , H_2O , a été énoncée sous la forme suivante: « Lorsqu'on soumet un composé chimique « défini à l'action d'une température croissante, il y a en général « décomposition partielle de ce corps limitée exactement à chaque « température et à chaque pression. »

$$D = f(T, P).$$

Cette loi qui a été le point de départ de toutes les études sur les équilibres chimiques a été longtemps une simple loi qualitative parce que l'état des sciences chimiques et physiques, l'ignorance où l'on était des températures exactes et la connaissance imparfaite des lois de thermochimie rendaient impossible la détermination de la formule

$$D = f(T, P).$$

Cette insuffisance dans la connaissance exacte de la rétrogradation des réactions chimiques et notamment des réactions de combustion a souvent conduit à des erreurs de déduction, qui n'ont pas encore complètement disparu de la technique du chauffage et il n'est pas inutile de souligner ici le fait que l'effet de la dissociation n'est pas toujours celui qu'on a tendance à lui attribuer.



Aux températures les plus élevées que l'on réalise dans les fours chauffés par combustibles carbo-hydrogénés lesquelles atteignent rarement le régime de 2 000°, la décomposition de l'acide carbonique et de la vapeur d'eau sont faibles.

Si l'on s'agit de four à chauffage direct dont nous verrons que la température de combustion ne peut dépasser 2 040° et dont le régime n'atteint que rarement 1 800°, les coefficients de dissociation n'atteignent pas 1 p. 100 ce qui est tout à fait négligeable.

Si l'on a affaire à des fours à gaz à récupération où la température de combustion serait illimitée, s'il n'y avait dissociation, on remarquera que le laboratoire est suivi de chambres de récupération à température plus basse où la chaleur perdue par dissociation peut se récupérer, et comme la combustion de l'oxyde de carbone n'est pas sujette à rétrogradation aux hautes températures, il n'y a pas de ce fait limitation de la température du laboratoire; il peut même ne pas y avoir pertes de calories puisque le jeu de la récupération ramène la chaleur perdue dans le laboratoire.

On a donc bien souvent attaché une trop grande importance à l'effet de la dissociation et cela tient à ce que les premiers calculs de température de combustion dans les fours, basés sur les chiffres inexacts des chaleurs spécifiques des gaz de combustion, aussi bien que les mesures expérimentales de ces températures effectuées avec des pyromètres défectueux, faisaient croire au développement de températures très supérieures à la réalité. C'est ainsi que l'on a longtemps cru à des chaleurs de 2 500 à 3 000°, dans les fours à acier, de 2 000° dans les fours de verrerie. A ces températures la dissociation eût été une limite réelle à la combustion et à l'échauffement du laboratoire. Aux températures réelles de 1 800° et 1 400° actuellement constatées, l'effet de la dissociation est presque négligeable.

Par contre, il est un second effet des lois de dissociation que l'on avait longtemps négligé et ignoré parce que les expériences de Sainte-Claire Deville avaient à cet égard été incomplètes, c'est celui qui agit sur l'oxyde de carbone, d'après la formule



Cette décomposition de l'oxyde de carbone, qui relève des lois d'équilibres chimiques, qui s'effectue à basse température, au-dessous de 800°, a un contre-coup évident sur la marche des fours à gaz; elle est la cause de ces dépôts importants de suie dans les collecteurs de fours à gaz, dans les foyers et tubes de chaudières, et



appauvrit en chaleur latente les gaz de gazogènes. Elle cause, dans les fours en général, une perte de calories, d'abord par le dépôt de carbone qui, sous forme de suie, n'est pas utilisé, puis par la transformation d'une partie de la chaleur latente de l'oxyde de carbone en chaleur sensible dans l'acide carbonique, laquelle se trouve perdue toutes les fois que le gaz est employé froid ou qu'il y a simple récupération.

Ces considérations montrent l'intérêt qu'il y a à bien connaître les lois de dissociation des trois gaz qui sont assujettis à cette rétrogradation de la combustion. Nous empruntons aux travaux de Le Chatelier les lois numériques et courbes de dissociation de CO_2 , CO , H_2O sans entrer dans le détail des calculs thermodynamiques et des expériences qui ont permis de les établir.

a. — DISSOCIATION DE L'ACIDE CARBONIQUE

La loi de dissociation de l'acide carbonique a été établie par Le Chatelier par application de la loi des équilibres chimiques en s'appuyant sur les expériences de Sainte-Claire Deville, puis de Mallard et Le Chatelier et en dernier lieu sur celles de Nernst et Warenberg pour déterminer la constante de la formule

$$(1) \quad 500 L \frac{dT}{T^2} + 0.5 \log. \text{ nép. } P - \log. \text{ nép. } \frac{(1-x)(2+x)^{\frac{1}{2}}}{x^{\frac{3}{2}}} = \text{const.}$$

Les résultats des calculs à différentes pressions et températures est résumé dans le tableau ci-dessous.

Dans l'industrie, la pression habituelle est la pression atmosphérique, mais comme l'acide carbonique est toujours dilué dans un volume quadruple d'azote et souvent dans d'autres gaz tels que la vapeur d'eau et l'oxyde de carbone, la tension propre de l'acide carbonique est beaucoup moindre et se tiendra entre 0,1 et 1 atmosphère. C'est donc une valeur intermédiaire entre la deuxième et la troisième colonne de notre tableau qui donnera la mesure de la dissociation dans les combustions.

¹ Dans cette formule L représente la chaleur de formation de l'acide carbonique, P la pression, l la chaleur de formation de l'oxyde de carbone, T la température absolue, x la proportion d'acide carbonique dissocié (coefficient de dissociation). Voir LE CHATELIER, *Introduction à l'étude de la métallurgie*, p. 73 et suivantes.



TABLEAU DE DISSOCIATION DE L'ACIDE CARBONIQUE AUX PRESSIONS
ET TEMPÉRATURES USUELLES EN INDUSTRIE

| TEMPÉRATURES | 0,001 ATM. | 0,01 ATM. | 1 ATM. | 10 ATM. |
|--------------|------------|-----------|--------|---------|
| 1 000° | 0,007 | 0,0023 | 0,0006 | 0,0003 |
| 1 500° | 0,07 | 0,017 | 0,008 | 0,004 |
| 2 000° | 0,4 | 0,08 | 0,04 | 0,03 |
| 2 500° | 0,94 | 0,60 | 0,19 | 0,09 |

Ce tableau se traduit, aux pressions les plus intéressantes dans la pratique des fours, par la courbe ci-dessous :

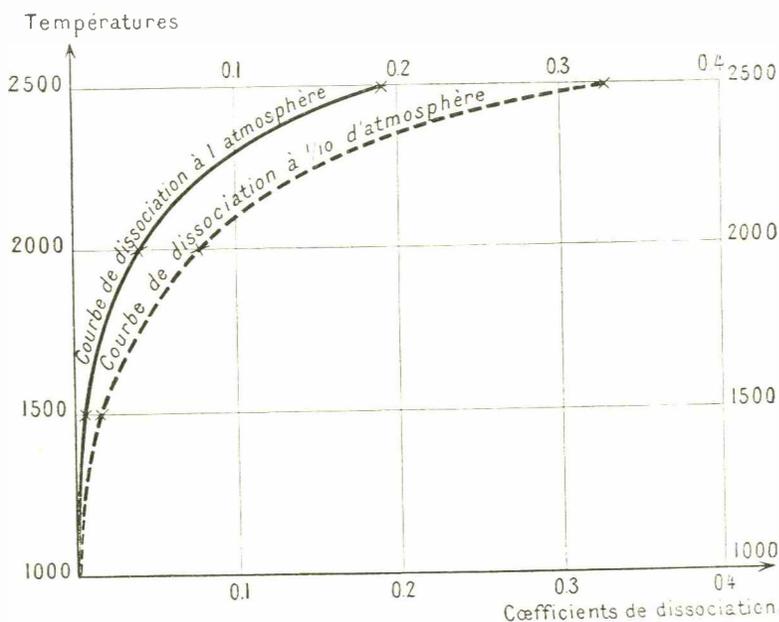


Fig. 3. — Courbe de dissociation de l'acide carbonique.

b. — DISSOCIATION DE LA VAPEUR D'EAU

Nous empruntons encore au cours de Le Chatelier les chiffres de dissociation de la vapeur d'eau, qui se rencontre dans les fumées de fours, à une teneur, c'est-à-dire à une concentration toujours moins forte que l'acide carbonique.



Il résulte de l'application de la formule de Vant'Hoff dans laquelle la constante a été déterminée par Le Chatelier en s'appuyant sur le phénomène de décomposition de l'eau par la pile, que le coefficient de dissociation de l'eau est assez voisin de celui de l'acide carbonique dans les mêmes conditions. Comme la condensation est généralement moindre, on en peut déduire que cette rétrogradation de la combustion a moins d'importance encore que la précédente.

Voici d'ailleurs, d'après Nernst et Warenberg, le tableau des coefficients à la pression atmosphérique.

Tableau de dissociation de la vapeur d'eau.

| Températures. | Coefficient de dissociation. |
|---------------|------------------------------|
| 1 027 | 0.000027 |
| 1 124 | 0,000078 |
| 1 207 | 0.000189 |
| 1 227 | 0.000197 |
| 1 288 | 0,00034 |
| 1 882 | 0.0118 |

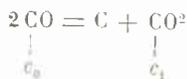
Il résulte donc de l'examen de ces tableau et courbe que les dissociations de CO^2 et H^2O sont le plus souvent négligeables.

c. — DISSOCIATION DE L'OXYDE DE CARBONE

La loi de dissociation de l'oxyde de carbone, établie d'après la même formule générale des équilibres chimiques, est régie par l'équation suivante :

$$\frac{19\,500}{T} - \log. \text{nép.} \frac{c_1}{c_0^2} = \text{const.}$$

dans laquelle c_0 représente la portion de carbone qui est à l'état de CO et c_1 la portion qui passe à l'état d'acide carbonique, c'est-à-dire la moitié du carbone de l'oxyde de carbone dissocié, d'après la formule



Le calcul, dans le cas de l'oxyde de carbone pur, sans mélange d'azote, conduit aux résultats suivants à la pression atmosphérique.



LES SOURCES DE L'ÉNERGIE CALORIFIQUE

TABEAU DE LA DISSOCIATION DE L'OXYDE DE CARBONE

| | CO | CO ₂ |
|--------|------|-----------------|
| 400° | 0,01 | 0,99 |
| 500° | 0,05 | 0,95 |
| 600° | 0,23 | 0,77 |
| 700° | 0,57 | 0,43 |
| 800° | 0,87 | 0,13 |
| 900° | 0,92 | 0,03 |
| 1 000° | 0,99 | 0,01 |

Cette dissociation présente de remarquables particularités en ce sens qu'elle s'accomplit suivant une courbe limitée entre les températures de 400 et 1 000°, présentant un point d'inflexion vers 725°.

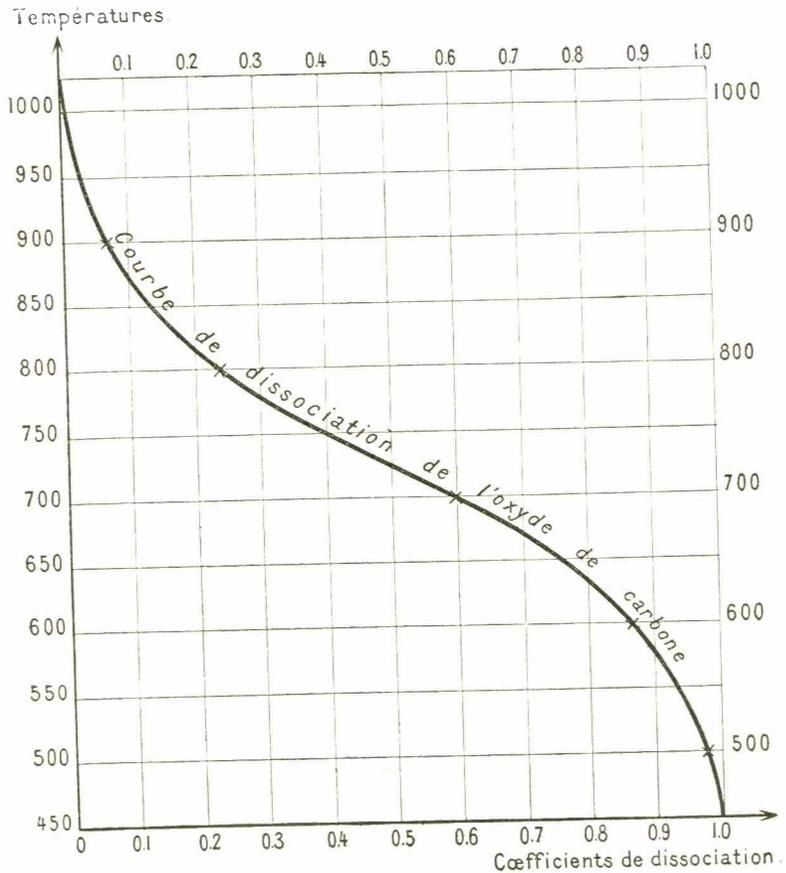


Fig. 4. — Courbe de dissociation de l'oxyde de carbone.

A l'inverse de l'acide carbonique qui se dissocie d'autant plus que



la température est plus haute, l'oxyde de carbone a son maximum à basse température (450°) tandis qu'à partir de 1000°, la rétrogradation de cette réaction de gazogène est nulle.

Cette loi comporte plusieurs conséquences qu'il est utile de signaler.

Si nous envisageons d'abord le cas tout pratique des poêles à combustion lente, on y voit le danger que peuvent présenter ces appareils lorsqu'ils fonctionnent à marche un peu forcée, sans que l'évacuation des fumées soit assurée par une bonne cheminée; si un tel poêle est maintenu au rouge cerise et surtout au rouge vif, il y a toujours formation d'oxyde de carbone, d'autant plus abondante que le feu est plus vif. Si au contraire on les maintient à petite marche au-dessous du rouge sombre, l'oxyde de carbone qui a pu se produire par l'effet de la couche épaisse d'anthracite se dissocie en $\text{CO}^2 + \text{C}$ et il ne reste que de l'acide carbonique dans les fumées. Ceci explique le succès de certains appareils de chauffage des appartements qui *avec un bon réglage* ne présentent pas le danger qu'on leur attribue généralement.

Dans les gazogènes, la dissociation de l'oxyde de carbone explique l'impossibilité où l'on est, dans les conditions habituelles de travail de ces appareils, de fabriquer un gaz exempt d'acide carbonique.

Dans les gazogènes ordinaires, la température est en général de 700° à 800° au maximum. A cette température, si l'on opère à la pression atmosphérique, il y a de 4 à 6 p. 100 d'acide carbonique inévitable. Il n'y a que deux moyens d'enrichir le gaz en oxyde de carbone : augmenter par un moyen quelconque (chauffage de l'air primaire ou protection contre le rayonnement) la température de régime de cet appareil dont la surface supérieure peut être utilement maintenue au rouge vif; ou modifier le régime de l'appareil suivant des indications que l'étude des lois d'équilibre nous permettra de déterminer.

Enfin, dans les hauts fourneaux, la dissociation de l'oxyde de carbone, découverte par Lowthian Bell et le dépôt abondant de charbon pulvérulent à la partie supérieure du fourneau sont encore une conséquence importante de la loi de dissociation, jouant un rôle essentiel dans la production des carbures de fer de la fonte.

La raison pour laquelle on peut se rendre compte de ces anomalies apparentes de la loi de dissociation, telle qu'elle avait été formulée par Sainte-Claire Deville, est la simultanéité de la décomposition du



gaz CO et du dépôt de charbon, laissant en présence CO_2 , CO et C. Dans ces conditions, il ne s'agit plus que d'un véritable équilibre chimique, d'une réaction constamment réversible.

La loi de dissociation que nous venons d'étudier pour tous les gaz de la combustion, qui n'est qu'un cas particulier des lois d'équilibre, n'est, sous sa forme primitive, qu'une loi limitative s'opposant à la réalisation de phénomènes que l'on croyait complets et irréversibles. En réalité, la plupart des réactions de combustion et plus particulièrement celles de la gazéification sont des phénomènes partiellement réversibles, et les gaz qui circulent lentement dans les gazogènes sont à l'état de variations différentielles incessantes; ce sont donc les lois différentielles des équilibres chimiques qui les régissent et qui seules permettent d'en raisonner complètement, de prévoir les phénomènes et de régler les combustions et surtout la conduite des gazogènes.

§ 2. — ÉQUILIBRES CHIMIQUES DES GAZ ET COMBUSTIBLES. APPLICATION DE CES LOIS A L'ÉTUDE DES GAZOGÈNES

L'application des lois de l'équilibre chimique à l'étude des combustions partielles et réversibles des gazogènes est relativement récente. La première détermination de la constante de la formule de Van t'Hoff a été faite par Le Chatelier à la suite de l'étude expérimentale du gaz de gazogène de la C^{ie} Parisienne du Gaz alimenté au coke et soufflé par ventilateur, sans injection de vapeur — conditions représentant l'équilibre de l'oxyde de carbone, acide carbonique et carbone en présence de la quantité d'azote correspondant à la composition de l'air atmosphérique.

Depuis lors, les travaux de Boudouard sur les équilibres de l'acide carbonique, de l'oxyde de carbone et du charbon, ont apporté une mesure plus scientifique de cette constante, tout en confirmant le chiffre adopté par Le Chatelier.

Nous ne rapporterons pas ici ces diverses expériences qui ont été publiées et reproduites dans les ouvrages déjà cités¹. Mais ce qu'il est intéressant de signaler, c'est cette parfaite concordance entre des expériences de laboratoire et des mesures faites sur des fours

¹ LE CHATELIER, *Introduction à l'étude de la métallurgie*, p. 80

BABU, *Traité de métallurgie*, Paris, 1906.

BOUDOARD, *Ann. Chim. Phys.*, (7), **24**, 5; 1901.



d'industrie, car elle démontre l'intérêt général de l'application des lois d'équilibre aux problèmes industriels et la nécessité de la connaissance de ces lois pour l'étude rationnelle du gazogène. C'est une théorie nouvelle que l'ingénieur ne peut se dispenser de connaître.

Avant de l'exposer, nous devons rappeler quelques définitions dont nous n'avons pas eu jusqu'ici à nous servir mais qui sont nécessaires à l'intelligence des formules d'équilibre.

Condensation des gaz. — On appelle *condensation d'un gaz*, le nombre des molécules ou la fraction de molécule contenus dans une phase gazeuse.

En d'autres termes, si un volume de gaz homogène (phase gazeuse) pris pour unité (notre unité est toujours le volume moléculaire 22,32 l.) contient un seul gaz, par exemple CO_2 , et si cette phase est à la température normale de 15° à la pression de trois atmosphères, la condensation de l'acide carbonique est 3; si ce gaz est à la pression atmosphérique, sa condensation est 1. Si ce gaz supposé toujours à la température de 15° est mêlé d'azote comme dans le cas de la combustion par l'air, la condensation n'est plus que de 1,5 tandis qu'elle est de 4,5 pour l'azote. Dans une phase gazeuse à la pression atmosphérique et à la température de 15° , la somme des volumes moléculaires des constituants est évidemment égale au volume total de la phase, ce qui s'exprime en disant que *la somme des condensations est égale à l'unité*.

Soit un gaz Siemens de composition suivante :

| CO_2 | CO | Az | Total. |
|---------------|------|------|--------|
| 5,9 | 23,5 | 70,6 | 100 |

la condensation de l'acide carbonique est 0,059, celle de l'oxyde de carbone 0,235, celle de l'azote 0,706.

Si la température ou la pression changent, la condensation subira des variations suivant les lois de Mariotte et Gay-Lussac, en raison directe de la pression et en raison inverse de la température.

Coefficient de dissociation. — On appelle *coefficient de décomposition ou coefficient de dissociation*, le rapport de la condensation du gaz résultant de la décomposition à la condensation du gaz qui se décompose, pris à l'origine de la réaction, c'est-à-dire avant décomposition.

Si nous revenons au gaz Siemens ci-dessus, si l'on admet que tout l'acide carbonique indiqué par l'analyse chimique résulte de la



décomposition de l'oxyde de carbone par la réaction $2\text{CO} = \text{CO}^2 + \text{C}$, le coefficient de décomposition ou dissociation du gaz est

$$\frac{5.9}{5.9 + 23.5} = 15 \text{ p. } 100.$$

Inversement, si dans des fumées de four on trouve à l'analyse la composition suivante :

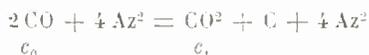
| | | |
|---------------|-------------|-------------|
| CO^2 | CO | Az |
| 19.5 | 0.5 | 80 |

et si l'on admet que l'oxyde de carbone est dû uniquement à la dissociation de l'acide carbonique sous l'influence d'une température supérieure à 1500° , le coefficient de dissociation est :

$$\frac{0.5}{19.5 + 0.5} = \frac{0.5}{20} = 0,025.$$

Ces termes étant définis, cherchons à établir les lois d'équilibres chimiques dans les gazogènes, d'abord dans le cas le plus simple du gaz Siemens (CO^2 , CO , Az), puis dans le cas du gaz à l'eau théorique, et enfin dans le cas général des gaz mixtes.

a) **Gaz Siemens.** — La formule de réaction est



La formule générale d'équilibre est :

$$500 \text{ L} \frac{dT}{T^2} - \log. \text{P} + \log. \frac{c_1}{c_0^2} = \text{constante.}$$

Nous pouvons admettre que la chaleur dégagée $L = 39$ ne varie pas avec la température parce que la formule ne s'applique qu'entre des températures peu différentes, de 500° à 800° ou 1000° au maximum dans les gazogènes. D'autre part, la plupart des gazogènes fonctionnant à la pression atmosphérique, le terme $\log \text{P}$ est une constante que nous pouvons faire passer dans le second membre de l'équation. Nous arrivons ainsi à la formule que nous avons déjà citée :

$$\frac{19500}{T} - \log. \text{nép.} \frac{c_1}{c_0^2} = \text{constante.}$$

Cherchons maintenant la relation qui existe dans les gazogènes entre les concentrations c_0 et c_1 . Il suffit pour cela d'écrire que le



rapport de l'oxygène contenu dans les deux gaz carbonés est dans le même rapport avec l'azote que dans l'air atmosphérique, soit dans le rapport de 1 à 4, d'où la relation

$$3c_0 + 5c_1 = 1$$

L'équation précédente devient alors :

$$\frac{19\,500}{T} - \log. \text{ nép. } \frac{9c_1}{(1-3c_1)^2} = \text{constante.}$$

En faisant les calculs on trouve pour les différentes températures les valeurs suivantes des concentrations de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique :

TABLEAU DES CONCENTRATIONS DE L'ACIDE CARBONIQUE ET DE L'OXYDE DE CARBONE DANS LES GAZOGÈNES

| TEMPÉRATURES | c_0 (CO) | c_1 (CO ²) |
|--------------|------------|--------------------------|
| 500° | 0.02 | 0.188 |
| 600° | 0.12 | 0.128 |
| 700° | 0.23 | 0.062 |
| 800° | 0.29 | 0.026 |
| 900° | 0.32 | 0.005 |
| 1 000° | 0.33 | 0.002 |

Ce tableau est d'un usage constant dans l'étude des gazogènes; il permet, en comparant les teneurs en oxyde de carbone et acide carbonique du gaz produit avec les teneurs déterminées par le calcul, de se rendre compte si la marche de l'appareil est normale ou non.

On utilise également ces chiffres dans les études relatives aux hauts fourneaux, car ils indiquent, pour un gaz de composition donnée, la température au-dessous de laquelle le dépôt de charbon commence à être possible¹.

b) **Équilibre du gaz mixte CO + CO² + H²** — L'oxyde de carbone, la vapeur d'eau, l'hydrogène et l'acide carbonique donnent lieu, en l'absence de carbone solide, à un équilibre caractérisé par la réaction



¹ LE CHATELIER, *Introduction à l'étude de la métallurgie*. p. 84.



La formule d'équilibre est dans ce cas :

$$500 \int^T L \frac{dT}{T^2} + \log. \text{ nép. } \frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = \text{constante.}$$

On ne possède pas encore de données absolument précises qui permettent de déterminer la grandeur de la constante. Cependant Le Chatelier a pu, en partant d'expériences de Dixon et en supposant la chaleur de réaction invariable entre les températures que l'on peut rencontrer dans les gazogènes, arriver à l'équation d'équilibre intégrée suivante :

$$-\frac{3000}{T} + \log. \text{ nép. } \frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = -5$$

avec la valeur ci-dessous indiquée du rapport $\frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'}$.

$$500^\circ \frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = 3,10$$

$$900^\circ \frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = 0,48$$

$$1300^\circ \frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = 0,20$$

$$1500^\circ \frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = 0,16$$

$$1900^\circ \frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = 0,11$$

Si nous appliquons la formule ci-dessus à un gaz de gazogène dans lequel on a dosé comme cela se fait habituellement CO , CO^2 , H^2 , produit dans un gazogène au coke dont la température de sortie était de 730° et de composition suivante :

| | | | |
|-------------|---------------|--------------|----------------------|
| CO | CO^2 | H^2 | H^2O |
| 0,20 | 0,05 | 0,10 | x |

la formule donne dans ces conditions :

$$\log. \frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = 0$$

$$\frac{c_1 c_1'}{c_0 c_0'} = 1 = \frac{0,05 \times 0,10}{0,20 \times x}$$

$$x = 0,025.$$

Ce chiffre est conforme à des expériences que nous avons faites sur un gazogène (étude du four de la verrerie de Folembray) où le dosage de l'eau contenue dans le gaz à sa sortie du gazogène, dans le collecteur, a accusé de 2 à 3 p. 100 de vapeur d'eau.



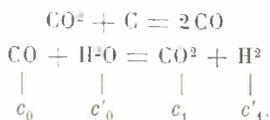
Ici encore, la concordance entre les données expérimentales et les résultats de calculs par les équilibres chimiques montre quels services l'application de ces lois peut rendre.

Il sera, en fait, inutile de doser l'eau dans les gaz de gazogènes, ce qui est toujours une opération délicate, la connaissance des trois éléments CO, CO², H₂, permettra de calculer l'eau nécessairement contenue dans le gaz.

c) Action de l'eau sur le charbon Gaz à l'eau. — La réaction de l'eau sur le charbon, utilisée pour la fabrication du gaz à l'eau, donne lieu à des phénomènes plus complexes que les précédents en raison de la présence du carbone solide. Deux réactions peuvent en effet se produire et se produisent simultanément :



On ne peut représenter un équilibre semblable par une formule unique. La méthode la plus simple pour établir les conditions de cet équilibre complexe est de le considérer comme résultant des deux équilibres simples précédemment étudiés :



La première équation donne à une température et à une pression quelconque une relation entre l'oxyde de carbone et l'acide carbonique, pouvant exister au contact du charbon ; la seconde donne les proportions relatives de vapeur d'eau et d'hydrogène pouvant exister à la même température en présence d'acide carbonique et d'oxyde de carbone calculés d'après la première formule.

Cherchons par cette méthode quelle sera la composition du gaz produit, lorsque l'on fait passer à 730° de la vapeur d'eau sur du charbon.

L'équation relative à l'acide carbonique agissant sur le charbon

$$\frac{19,500}{T} - \log. \frac{c_1}{c_0^2} = \text{constante} = 19,5$$

donne ici :

$$\frac{c_1}{c_0^2} = 1$$



La formule relative à l'équilibre des quatre gaz est

$$-\frac{5000}{T} + \log. \text{ nép. } \frac{c_1 c'_1}{c_0 c'_0} = -5$$

d'où l'on tire pour la température de 730°

$$\frac{c_1 c'_1}{c_0 c'_0} = 1.$$

Nous avons ainsi deux relations entre les quatre concentrations inconnues. Nous en obtiendrons une troisième en exprimant que les proportions d'oxygène et d'hydrogène contenues dans le mélange sont les mêmes que dans l'eau

$$c_1 + 0,5 c_0 + 0,5 c'_0 = 0,5 (c'_0 + c'_1)$$

ou

$$c_1 + 0,5 c_0 = 0,5 c'_1$$

Enfin nous aurons une quatrième relation en exprimant que la somme des concentrations est égale à l'unité, puisqu'il n'y a pas d'autres gaz que ceux qui figurent dans la formule.

$$c_0 + c'_0 + c_1 + c'_1 = 1.$$

En résolvant ces quatre équations à quatre inconnues, on arriverait à une équation du 3^e degré en c_1 .

Aussi est-il plus simple de faire le calcul par tâtonnements successifs en mettant les équations sous les formes :

$$\frac{c_1}{c_0} = c_0 = \frac{c'_0}{c'_1}$$

$$c'_1 = 2c_1 + c_0.$$

puis en se donnant arbitrairement la valeur de c_0 , faisant les calculs au moyen des trois équations et reportant les valeurs trouvées dans les trois dernières. Cette équation ne sera pas vérifiée tout de suite, mais en procédant par fourchettes successives on arrivera à résoudre le système d'équations.

Voici les calculs pour des valeurs successives de c_0 .

| | $c_0 = 0,40$ | $c_0 = 0,20$ | $c_0 = 0,30$ | $c_0 = 0,296$ |
|---------------------------------|--------------|--------------|--------------|---------------|
| CO = c_0 . . . | 0,40 | 0,20 | 0,30 | 0,296 |
| H ² O = c'_0 . . . | 0,16 | 0,04 | 0,09 | 0,089 |
| CO ² = c_1 . . . | 0,72 | 0,28 | 0,48 | 0,473 |
| H ² = c'_1 . . . | 0,29 | 0,06 | 0,14 | 0,142 |
| | <hr/> 1,57 | <hr/> 0,58 | <hr/> 1,01 | <hr/> 1,000 |



C'est donc à la valeur 0,296 CO que correspond l'équilibre pour la température supposée de 730°. On voit qu'à cette température la proportion de gaz combustibles serait beaucoup trop faible : dans la pratique des gazogènes à l'eau, on arrive à une teneur en acide carbonique moitié moindre qui correspond à une température de 900° environ. Ici encore, plus le gazogène sera à allure chaude, plus la qualité du gaz sera satisfaisante¹.

L'étude que nous venons de faire, d'après Le Chatelier, des trois cas d'équilibres chimiques qui résument la plupart des réactions des gazogènes, nous a conduit, dans le cas du gaz Siemens ($\text{CO} + \text{CO}^2 + \text{Az}$) à un barème au moyen duquel on pourra contrôler la marche d'un gazogène, dans le cas du gaz mixte ($\text{CO} + \text{H} + \text{CO}^2 + \text{Az} + \text{H}^2\text{O}$) à une formule permettant de calculer l'un des quatre éléments en équilibre lorsqu'on connaît les trois autres, et en particulier la vapeur d'eau; enfin dans le cas du gaz à l'eau, à une méthode de calcul permettant d'établir *a priori* la composition d'un gaz en fonction de la température.

Cette étude nous a encore permis de préciser l'importance de la température élevée (au moins 800°) dans les gazogènes, ceci, aussi bien en raison de la loi de décomposition de l'oxyde de carbone que par suite de la loi d'équilibre du gaz à l'eau; elle nous permet donc d'ériger en doctrine une pratique que l'expérience industrielle nous avait déjà enseignée.

Ceci suffit à démontrer l'usage que doit faire l'ingénieur des formules déduites de la thermodynamique. Il y a là toute une technique nouvelle avec laquelle il est nécessaire de se familiariser, surtout à l'heure actuelle où les questions de gazéification et de progrès dans les gazogènes sont particulièrement à l'ordre du jour.

Nous ne saurions trop insister sur l'intérêt qu'il y a à pratiquer couramment ces calculs d'équilibres chimiques.

Nous nous sommes efforcé de dégager les formules de Le Chatelier des lois et formules toutes scientifiques et abstraites de la mécanique chimique. Mais il est évident *a priori* que des lois, si abstraites qu'elles puissent être, qui conduisent à des conclusions pratiques aussi précises, contiennent en elles-mêmes et dans leur énoncé primitif des enseignements qui peuvent être précieux pour l'interprétation des phénomènes observés dans les fours. Nous ne pouvons

¹ LE CHATELIER, *Introduction à l'étude de la métallurgie*, p. 86.



donc nous dispenser de donner en fin de ce chapitre les lois fondamentales de la thermodynamique.

§ 3. — PRINCIPES GÉNÉRAUX DE LA THERMODYNAMIQUE

a) CONSERVATION DE L'ÉNERGIE. — PRINCIPLE DE L'ÉTAT INITIAL ET DE L'ÉTAT FINAL

Le premier principe, auquel nous avons déjà plusieurs fois fait allusion, est le *Principe de la conservation de l'Énergie* avec son corollaire essentiel, le *Principe de l'état initial et de l'état final*.

Dans les opérations de chauffage qui sont le but unique de notre étude, les réactions de combustion s'opérant presque toujours sans production de travail extérieur et sans dégagement d'électricité, par simple échange d'énergie chimique en énergie calorifique, ce principe peut s'énoncer sous la forme simplifiée suivante :

« Si un système de corps simples ou composés pris dans des conditions déterminées éprouve des changements physiques ou chimiques capables de l'amener à un nouvel état, sans donner lieu à aucun effet mécanique extérieur au système, la quantité de chaleur dégagée ou absorbée par l'effet de ces changements ne dépend que de l'état initial et de l'état final du système ; elle est la même, quelles que soient la nature et la suite des états intermédiaires¹. »

Si l'on veut tenir compte du travail extérieur, le principe peut revêtir la forme suivante :

« Dans une série d'opérations chimiques, l'excès de la chaleur dégagée, sur la chaleur équivalente au travail effectué par les forces extérieures, ne dépend que de l'état initial et de l'état final². »

Enfin, dans sa forme rigoureuse, en tenant compte de toutes les formes entre lesquelles l'énergie peut se transformer, le principe de l'état initial et de l'état final s'énonce comme suit :

« Supposons un ensemble de corps passant d'un état initial A, pour arriver à un état final B, dans des conditions telles que les seuls phénomènes extérieurs au système et corrélatifs de ses changements intérieurs soient :

« 1° Des échanges de chaleur par conduction avec un calorimètre.

¹ BERTHELOT, *Mécanique chimique*.

² CHESNEAU, *Lois générales de la chimie*, Paris, 1899.



« 2° Des accumulations ou dépenses de travail sous une forme simple immédiatement mesurable comme dans le changement d'une masse gazeuse à pression constante.

« 3° Des accumulations ou dépenses d'électricité gagnées ou perdues par un condensateur.

« Dans ces conditions, la somme des quantités de chaleur, de travail, et d'énergie électrique mises en jeu à l'extérieur du système, multipliées chacune par un coefficient numérique convenable fixé d'après les unités de mesure employée, ne dépend que de l'état initial A et de l'état final B, c'est-à-dire qu'il est indépendant de tous les phénomènes intérieurs au système, chimiques ou non, qui ont pu se produire pendant le passage de l'état A à l'état B¹. »

Donnons maintenant la valeur des coefficients numériques à appliquer à chacune des formes de l'énergie, en rappelant que nos unités sont, pour la chaleur la grande calorie, pour le travail le kilogrammètre, pour l'électricité le joule. On peut évidemment prendre arbitrairement égal à l'unité le coefficient relatif à l'une quelconque des énergies : on dit alors que l'énergie totale est exprimée au moyen de l'unité relative à cette forme de l'énergie.

Soient Q la quantité de chaleur, pV le travail correspondant au changement de volume V d'une masse gazeuse prise sous pression constante p, eI l'énergie électrique, nous avons pour exprimer la loi de conservation de l'énergie ou la loi de l'état initial et de l'état final, l'une des trois expressions équivalentes :

L'unité choisie est la calorie :

$$Q + 2,36 \times 10^{-3} pV + 0,241 \times 10^{-3} eI = \text{constante.}$$

L'unité choisie est le kilogrammètre :

$$423,5 Q + pV + 0,102 eI = \text{constante.}$$

L'unité choisie est le joule :

$$4,155 Q + 9,81 pV + eI = \text{constante.}$$

Le principe de l'état initial et de l'état final a reçu dans notre étude du chauffage et dès ce premier chapitre des applications nombreuses : c'est lui qui nous a permis de déterminer la chaleur de combustion des corps qui ne peuvent se combiner directement; c'est encore

¹ LE CHATELIER. *Introduction à l'étude de la Métallurgie*, p. 58.



grâce à ce principe qu'on peut calculer la variation de la chaleur dégagée par une réaction à des températures croissantes, ou encore les chaleurs de combustion s'opérant à des températures supérieures à celles qui peuvent être pratiquées au calorimètre : rappelons enfin que c'est en nous basant sur cette loi que nous avons pu calculer l'équilibre du gaz à l'eau en passant par des réactions intermédiaires absolument différentes de celles qui se passent en réalité.

b. — LOIS DES ÉQUILIBRES CHIMIQUES

La loi générale régissant les équilibres chimiques a été formulée par Le Chatelier : elle n'est que la généralisation du principe de Van t'Hoff à tous les facteurs de l'équilibre. Son énoncé est le suivant :

Loi du déplacement de l'équilibre.

« Tout système en équilibre chimique éprouve du fait de la varia-
 « tion d'un seul des facteurs de cet équilibre — pression, tempéra-
 « ture, force électromotrice, concentration des corps en réaction —
 « une transformation dans un sens tel que si elle se produisait seule
 « elle amènerait une variation de signes contraires du facteur consi-
 « déré. »

Cette loi, bien que simplement qualitative, est en réalité très féconde et avant d'en examiner les corollaires relatifs aux quatre facteurs considérés, nous voudrions montrer par quelques exemples industriels le parti qu'on en peut tirer soit pour l'explication, soit pour la prévision de certains phénomènes dans les questions du chauffage.

Le premier exemple est tiré de la conduite des gazogènes. Lorsque nous avons fait, en 1892, nos premières études sur un four Siemens, en conduisant les gazogènes, notre principale préoccupation était de réduire la proportion d'acide carbonique, de façon à obtenir un gaz plus riche en chaleur latente.

Nous n'avons jamais pu descendre au-dessous de 5 p. 100 (exceptionnellement 4,5 p. 100). Or, dès cette époque, le professeur Ledebur signalait dans son traité de métallurgie le fait que l'on pouvait améliorer le gaz par l'emploi de vent forcé. Depuis quelques années, l'emploi de souffleries à haute pression dans les gazogènes à fusion de cendres (Ebelmen, Sépulchre) ou sans fusion de cendres (Morgan, Turk, etc...) est venu confirmer l'affirmation de Ledebur, et il n'est plus rare de trouver des gaz pauvres industriels titrant de 1 à 2 p. 100 de CO^2 contre 23 à 26 p. 100 CO .



L'explication de ce fait d'expérience est restée longtemps pour nous obscure, et la démonstration théorique de l'amélioration du gaz sous l'influence de la pression nous a été impossible. Nous croyons qu'elle est donnée par la loi de déplacement de l'équilibre, de la façon suivante.

Lorsqu'on augmente beaucoup la pression dans un gazogène, il en résulte en général un accroissement de la température résultant de l'accélération de la combustion et de la diminution concomitante des pertes par rayonnement. Il y a donc variation positive des deux facteurs température et pression. Or, en analysant les conséquences à l'aide de la loi d'action et de réaction, on trouvera que le sens de la réaction réversible :



doit être dans le sens d'une plus grande production d'oxyde de carbone. C'est l'explication cherchée.

Plus récemment, nous avons été appelé à faire des expériences sur une chaudière marine chauffée au pétrole ; nous avons atteint dans le foyer, par suite du bon réglage de la combustion, une température très élevée, se rapprochant de la dissociation de l'acide carbonique, et comme il y avait en même temps production de fumée noire, nous étions dans un cas d'équilibre. Or l'analyse des gaz de cette combustion nous conduisit à un résultat que nous ne pouvions pas expliquer par les seules lois de la combustion et par la dissociation de CO^2 (coexistence dans les fumées, d'un excès d'air, avec de l'oxyde de carbone) et nous ne comprenions pas davantage la mauvaise combustion décelée par la fumée noire avec la haute température du foyer. Nous avons cherché le remède à cette mauvaise marche qui avait comme autre conséquence une surpression excessive dans la chambre de chauffe (chambre close) dans les lois de déplacement de l'équilibre, et nous avons pratiquement réussi.

C'est à la suite de ces résultats expérimentaux et tout pratiques que nous en sommes venu à la conviction que la loi de déplacement de l'équilibre ou ses différents corollaires d'action et de réaction appliqués aux facteurs de l'équilibre peuvent rendre de grands services au praticien, surtout pour la conduite des gazogènes.

Sans doute l'analyse de phénomènes aussi complexes, dans lesquels les quatre facteurs réagissent les uns sur les autres, est quelquefois très délicate ; sans doute, même, il arrivera à l'ingénieur de se tromper dans cette analyse.



Il n'en reste pas moins vrai qu'une loi régissant en toute certitude les phénomènes de gazéification et de combustions incomplètes sera d'un précieux secours pour le praticien qui devra se familiariser avec ses divers corollaires, dont nous donnons ci-dessous les énoncés.

1° *Variation du facteur concentration.* — Toute augmentation de la concentration de l'un des corps intervenant dans l'équilibre provoque un déplacement dans le sens de la réaction qui tend à faire disparaître une certaine quantité de ce corps et réciproquement.

2° *Variation du facteur température.* — Toute élévation de température d'un système en équilibre chimique provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens qui correspond à une absorption de calories et inversement tout abaissement de température provoque le déplacement de l'équilibre dans le sens qui correspond à un dégagement de chaleur.

3° *Variation du facteur pression.* — Toute élévation de pression produit le déplacement de l'équilibre dans le sens de la réaction qui correspond à une diminution de volume.

4° *Variation du facteur force électromotrice.* — Toute augmentation de la force électromotrice intervenant dans une réaction produit le déplacement de l'équilibre dans le sens qui correspond à une absorption de joules, et inversement dans le cas de diminution de la force électromotrice.

Donnons quelques exemples d'application de ces lois partielles, soit par exemple le cas de la concentration. Supposons que dans un gazogène à gaz mixte, nous augmentions la condensation de la vapeur d'eau : la chose est toujours possible puisqu'il suffit pour cela d'insuffler sous le gazogène une plus grande quantité de vapeur d'eau, et si on suppose même que cette vapeur soit surchauffée à un degré tel que la température dans le gazogène soit maintenue constante, le facteur condensation se trouvera seul modifié dans l'équilibre. D'après la loi de stabilité, il se produira une réaction tendant à diminuer la proportion de vapeur d'eau. Il y aura donc production d'hydrogène. On en conclut que dans un gaz mixte, la teneur en hydrogène n'est pas régie par les lois de dissociation seules, c'est-à-dire par la pression et la température, et que l'on est maître d'enrichir à volonté en hydrogène un gaz industriel. *Le moyen d'y parvenir est la surchauffe de la vapeur injectée.*

Ici, nous sommes encore obligé d'ouvrir une parenthèse et d'in-



sister sur cette méthode d'enrichissement des gaz de gazogène par l'emploi de vapeur d'eau surchauffée que la théorie des lois d'équilibre vient de nous indiquer.

La surchauffe de la vapeur a été jusqu'ici peu ou point usitée dans les gazogènes; il n'en est en tout cas pas fait mention dans les ouvrages techniques traitant de gazéification. L'industriel, désireux d'enrichir son gaz et par conséquent d'accroître la température de combustion dans son laboratoire, y trouverait cependant un excellent moyen d'améliorer avec la qualité de son combustible gazeux, tout le fonctionnement de ses appareils de chauffage.

Il est intéressant de signaler au moment où les inventions — ou brevets — de gazogènes se sont multipliés au delà de toute analyse, que les inventeurs se sont attachés à des améliorations toutes mécaniques ou encore à des dispositifs facilitant la distillation, sans se préoccuper le plus souvent de la température de régime, de la pression et de l'influence de l'eau froide ou surchauffée sur la qualité du gaz.

Et l'on en vient à la conclusion que l'étude et l'application des lois d'équilibre dirigeant la marche d'un gazogène *quelconque* peuvent faire plus dans l'avenir, pour l'amélioration des gaz de fours, que tant de brevets achetés souvent très chers par les métallurgistes, et qui sont presque équivalents quant à la qualité du gaz produit. Nous serions même tenté de dire que tous les gazogènes sont bons, et que c'est peut-être de la manière de s'en servir, d'une application raisonnée de la science nouvelle des équilibres, que le progrès doit venir.

Appliquons maintenant la loi au cas de la dissociation de l'acide carbonique :



Cette réaction donnant lieu à une absorption de chaleur croitra avec la température. En effet, la proportion dissociée inférieure à 1 p. 100 vers 1 500°, atteint 30 p. 100 vers 3 000°.

Étudions de même la formation de l'acétylène, ce combustible devenu industriel par l'usage de plus en plus fréquent du chalumeau oxy-acétylénique.

La réaction $\text{C}^2 + \text{H}^2 = \text{C}_2 + \text{H}_2$ dégage + 51,5 Cal. D'après la loi, plus la température est élevée, plus la quantité d'acétylène existant



en équilibre stable avec l'hydrogène sera considérable. En effet, Berthelot l'a préparé à la température de l'arc électrique entre 3 000° et 4 000°. Par refroidissement lent, sa décomposition serait complète; il faut pour le conserver un refroidissement assez rapide. L'acétylène à la température ordinaire est un véritable explosif, au moins lorsqu'il est comprimé : on ne le conserve alors que par des artifices, tels que le procédé de l'acétylène dissous.

Un des phénomènes sur lesquels la loi de stabilité de l'équilibre a jeté le plus de lumière est la dissociation de l'oxyde de carbone : nous avons déjà étudié numériquement ce phénomène et avons trop insisté sur ses anomalies apparentes pour avoir beaucoup à y revenir. Constatons seulement ici que ces anomalies étaient faciles à prévoir par la loi générale d'équilibre.

La réaction $2 \text{CO} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{C}$ dégage 38.8 Cal. L'oxyde de carbone dégageant de la chaleur est donc de plus en plus stable à mesure que la température s'élève. C'est en opérant à des températures rendues insensiblement de plus en plus basses, que l'on peut obtenir la dissociation la plus avancée; elle est très complète entre 300° et 400°. Lowthian Bell a constaté le fait par une observation industrielle très remarquable; il a reconnu que le sommet des hauts fourneaux était rempli et souvent obstrué par un dépôt de noir de fumée provenant de cette dissociation. C'est un phénomène important au point de vue de la marche des hauts fourneaux; la réaction fonctionne en effet comme un véritable régulateur, en maintenant à une température sensiblement fixe, les gaz qui s'échappent par le gueulard. Ce phénomène explique notamment les différences de composition des gaz de hauts fourneaux quand on travaille en fonte blanche ou en fonte grise.

Il nous reste à résumer les conséquences diverses de la loi générale de stabilité de l'équilibre dans le cas habituel des gazogènes à gaz mixte où l'équilibre s'établit entre les quatre gaz



en présence du charbon.

Reprenons la réaction



Cette réaction est indépendante de la pression, puisqu'il n'y a pas changement de volume; elle se déplace par l'élévation de température vers la formation de quantités croissantes d'oxyde de carbone et de vapeur d'eau. La composition des gaz de gazogènes qui renferment ces quatre corps variera donc dans un sens tel que plus la température sera élevée, plus le rapport de l'oxyde de carbone à l'acide carbonique sera élevé. Cette loi doit se combiner avec la loi déduite de la variation du facteur condensation au point de vue de la production d'hydrogène, et avec la remarque au sujet de l'influence de la pression que nous avons faite au début de ce paragraphe; elle permet de prévoir les compositions des gaz mixtes et indique les moyens (élévation de la température, emploi de vapeur surchauffée, forte pression) par lesquels on pourra agir sur un gazogène et en améliorer la marche.

On peut en déduire que le gaz produit par un gazogène à gaz mixte sera d'autant meilleur que la température sera plus élevée, la pression plus forte et que l'on réussira (par la surchauffe) à y injecter plus de vapeur d'eau sans modifier la température de régime de l'appareil.

Loi d'isoéquilibre.

La deuxième loi régissant les équilibres chimiques est la loi d'*iso-dissociation* ou d'*isoéquilibre*, loi mathématique au moyen de laquelle ont été obtenues toutes les formules numériques dont nous avons précédemment fait usage, sans qu'il fût utile d'en donner la démonstration.

Cette loi s'énonce comme suit :

« Quand un système monovariant est en équilibre chimique, on démontre d'une façon rigoureuse, comme conséquence des principes de l'énergétique, que les variations simultanées de pression et de température ne modifiant pas son état d'équilibre sont liées par la relation différentielle

$$L \frac{dT}{T} + AVdP = 0 \quad (2)$$

« dans laquelle les termes ont la signification suivante :

« A équivalent calorifique du kilogrammètre.

« P pression en kilogrammes par mètre carré

« T température absolue,

« L chaleur de réaction à pression et température constantes,



« considérée comme positive quand elle est cédée par le système chimique au calorimètre.

« **V** changement de volume exprimé en mètres cubes résultant de la réaction effectuée à pression et température constante est rapporté à la même quantité de matières que la chaleur latente de réaction **L**. Il est considéré comme positif quand il correspond à une augmentation de volume du système chimique.

Dans nos études expérimentales, nous n'avons qu'indirectement eu à faire usage de la loi d'isoéquilibre, mais il n'est pas douteux, à mesure que les données empiriques sur les gazogènes se préciseront, que cette loi rendra des services de plus en plus grands.

La formule simplifiée (a) qui est la traduction au cas des gazogènes de la loi d'isoéquilibre, servira notamment à maintenir un gazogène à une allure reconnue satisfaisante, et à préciser les variations soit de température, soit de pression qu'on devra lui faire subir pour l'amener à une bonne marche et l'y maintenir.

Lorsque les gaz suivent la loi de Mariotte, ce que nous avons admis dans les limites de températures et de pressions où opère l'industrie, on peut écrire

$$L \frac{dT}{T^2} + A \frac{PV}{T} \frac{dP}{P} = 0$$

ou

$$L \frac{dT}{T^2} + ARN \frac{dP}{P} = 0,$$

R étant la constante de la loi de Mariotte pour une molécule de gaz,

N le nombre de molécules dont la masse gazeuse a augmenté par le fait de la réaction.

En intégrant on arrive à la formule

$$500 \int \frac{L}{T^2} dT + N \log nép P = \text{constante.} \quad (a)$$

formule approchée en raison de l'approximation de la loi de Mariotte mais absolument suffisante dans les applications industrielles.

C'est de cette formule générale qu'ont été déduites toutes les formules numériques que nous avons précédemment exposées dans les calculs d'équilibres.



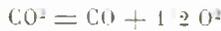
Loi de l'action de masse.

Lorsqu'on a un système gazeux à température constante, on a entre les pressions partielles p, p', p'' des gaz contenus dans le système la relation

$$n \frac{dp}{p} + n' \frac{dp'}{p'} + n'' \frac{dp''}{p''} \dots = 0$$

n_0, n'_0, n''_0 , indiquant le nombre de molécules gazeuses entrant en réaction chimique, et n_1, n'_1, n''_1 indiquant le nombre de molécules gazeuses résultant de la réaction à l'état d'équilibre.

Par exemple, dans le cas de dissociation de l'acide carbonique,



on aura

$$n_0 = 1 \quad n_1 = 1 \quad n'_1 = \frac{1}{2}$$

ce qui conduit à la formule :

$$\frac{dp}{p} - \frac{dp'}{p'} - \frac{1}{2} \frac{dp''}{p''} = 0.$$

Si l'on introduit dans ces formules la notion de concentration que nous avons précédemment définie, c'est-à-dire la fraction de molécule d'un des gaz composants dans une molécule du mélange, ou ce qui revient au même le volume de ce gaz contenu dans un volume du mélange (voir ci-dessus la définition de la concentration) mesurés tous deux sous la même pression, on a évidemment :

$$c = \frac{p}{P} \quad c' = \frac{p'}{P}$$

ou

$$p = Pc \quad p' = c'P.$$

P étant la pression totale.

Et l'équation de la loi d'action de masse devient :

$$n_1 \frac{dc}{c} + n'_1 \frac{dc'}{c'} + \dots - n_0 \frac{dc_1}{c_1} - n'_0 \frac{dc'_1}{c'_1} + (n_1 + n'_1 + \dots - n_0 - n'_0 \dots) \frac{dP}{P} = 0 :$$



et en posant :

$$\begin{aligned} n_1 + n_1' + \dots - n_0 - n_0' - \dots &= N \\ N \frac{dP}{P} + \sum n \frac{dc}{c} &= 0. \end{aligned} \quad (2)$$

En rapprochant cette relation de la formule analytique de la loi d'isoéquilibre, en remarquant que dP , dans cette expression, est la différentielle partielle par rapport à la température et que dans l'équation analytique dP est la différentielle partielle par rapport à la concentration, en ajoutant membre à membre les deux équations différentielles et en intégrant, on arrive, à la formule qui donne la loi complète de la dissociation d'une masse gazeuse homogène.

$$500 \int L \frac{dT}{T^2} + N \log n \text{é} p P + \log n \text{é} p \frac{c_1^{n_1} c_2^{n_2}}{c_0^{n_0} c_0'^{n_0'}} = \text{constante.}$$

Dans le cas où la variation de chaleur latente L est peu considérable et peut être considérée comme nulle dans l'intervalle de températures où se fait l'intégration il vient :

$$- 500 \frac{L}{T} + N \log n \text{é} p P + \log n \text{é} p \frac{c_1^{n_1} c_2^{n_2}}{c_0^{n_0} c_0'^{n_0'}} = \text{constante.} \quad (7)$$

On déterminera la constante par une seule expérience dans laquelle on aura pu mesurer les valeurs correspondantes de P , T , c_0 , c_0' , c_1 , c_2 .

Ces lois mathématiques régissant les équilibres chimiques et en particulier les équations analytiques ou intégrées dont nous avons emprunté l'exposé au Cours de Le Chatelier⁴, ont joué un rôle si important dans l'étude des combustions que nous ne pouvions nous dispenser de les exposer ici. Ce sont elles qui ont servi à établir les formules algébriques simples auxquelles nous avons si fréquemment eu recours. Mais il est évident que dans la pratique industrielle ces formules simples suffiront presque toujours à résoudre les problèmes de chauffage et en particulier à poursuivre l'étude aujourd'hui encore très imparfaite du gazogène.

C'est parce que ces formules sont suffisantes dans la pratique que nous les avons d'abord données sans démonstration, et nous avons, nous adressant à des praticiens, préféré indiquer d'abord les données

⁴ H. LE CHATELIER, *Introduction à l'étude de la métallurgie*, p. 71 et suivantes.



numériques permettant de calculer les bilans de combustion, puis les formules algébriques permettant de comprendre les équilibres, de prévoir et régler les combustions, laissant pour le dernier exposé les lois fondamentales d'où ces données et formules sont issues.

A ceux qui voudront embrasser la question dans son ensemble et suivre la philosophie de cette science nouvelle nous ne saurions trop recommander de reprendre l'étude en sens inverse commençant par les lois de l'Énergétique, continuant par les lois analytiques et intégrées de l'équilibre, arrivant aux formules algébriques et terminant par les lois numériques qui sont d'un usage industriel courant. Nous ne pouvons à cet égard que renvoyer le lecteur au *Traité* de notre maître à qui nous avons fait de si fréquents et nombreux emprunts et que nous remercions ici de ses conseils.



CHAPITRE II

DE L'OBTENTION DE HAUTES TEMPÉRATURES

A. — ÉTUDE DES TEMPÉRATURES DÉVELOPPÉES DANS LES FOURS. TEMPÉRATURES DE RÉGIME ET TEMPÉRATURES DE COMBUSTION

§ 1. — DES DIFFÉRENTS MOYENS D'OBTENIR LES HAUTES TEMPÉRATURES

La réalisation des hautes températures a été longtemps, pendant toute la période de l'histoire industrielle antérieure à la découverte des fours à gaz à chaleur régénérée, la principale difficulté du chauffage industriel.

Pour la fabrication de l'acier qui, avec sa température de 1800° , représentait le maximum que l'industrie ancienne put atteindre, il fallait, soit dans le bas foyer, soit dans le four à creuset, chercher au sein de la masse de combustible en ignition le point le plus chaud, la zone de passage où la combustion est complète et sans excès d'air pour y placer le creuset ou pour y fondre le fer et le transformer en acier au sein même du combustible : la dépense de charbon était énorme et l'habileté du fondeur devait être très grande.

En verrerie où la température de régime est moindre et n'excède pas 1500° , l'habileté du maître fondeur n'était pas moins nécessaire et il n'était pas rare de voir la négligence d'un ouvrier retarder de quelques heures la fusion, sans parler de la difficulté de construction des fours dans lesquels le plus petit changement à un carneau, à une cheminée ou à la hauteur du creuset au-dessus de la grille pouvait compromettre toute une fabrication.

Ces difficultés se comprennent aisément quand on songe que le maximum de température développée par la combustion du carbone est 2040° , que le moindre excès d'air dans la combustion abaisse cette température, et que le jeu de température, l'écart entre la température de combustion à l'air froid et celle qui est nécessaire à



l'opération industrielle à effectuer, n'est que de quelques centaines de degrés en métallurgie.

Les difficultés ont disparu ou du moins la limite infranchissable représentée par la température de combustion du carbone à l'air froid a été franchie, le jour où on a eu l'idée de brûler le combustible avec de l'air préalablement chauffé, comme cela s'est pratiqué d'abord dans les hauts fourneaux, puis dans certains fours à réverbères et enfin dans les fours à gaz à chaleur régénérée.

L'idée fondamentale des fours à chaleur régénérée, de récupérer la chaleur emportée par les fumées et de la ramener au laboratoire du four, au moyen de l'air nécessaire à la combustion puis au moyen du gaz même, dont l'origine a peut-être été une pensée d'économie, a eu pour conséquence d'élever la température de combustion dans les fours, dans des proportions qui semblent théoriquement sans limites puisque la température du laboratoire et celle à laquelle les gaz de combustion peuvent être portés croissent parallèlement¹.

Pratiquement, les combustions à l'air, en raison du grand volume occupé par les produits de combustion, entraînant avec eux l'énorme poids mort d'azote (4 molécules par molécule de gaz brûlé) ne permettent guère de dépasser les températures de 2000°, par suite des pertes par rayonnement et conductibilité où la question de temps intervient, et de la lenteur des échanges de calories entre des masses gazeuses volumineuses.

Au delà de 2000° plusieurs moyens sont venus récemment donner un nouveau champ industriel pour l'obtention des hautes températures : l'emploi de l'oxygène séparé de son azote comme comburant, le four électrique, et les divers procédés métallurgiques connus sous le nom d'aluminothermie.

Il y a longtemps en vérité que la puissance du chauffage à l'oxygène pur est connue, et c'est à Sainte-Claire Deville qu'est dû le premier chalumeau oxy-hydrique industriel ou du moins pratique dans les laboratoires, avec la lumière de Drummond comme corollaire. Mais ce sont, d'une part l'abaissement énorme du prix de l'oxygène, depuis qu'il est devenu presque un sous-produit de l'industrie de l'air liquide et de l'azote, d'autre part l'usage de plus en plus facile de l'acétylène comme combustible qui ont rendu tout à fait industriel le chalumeau

¹ En signalant cet effet de la récupération sur les températures, nous insistons encore sur ce fait que l'élevation de température est due à l'addition d'une chaleur sensible à la chaleur latente contenue dans le combustible : que le même effet pourrait être obtenu par un rechauffeur d'air indépendant du four : qu'en un mot, la haute température n'est pas nécessairement fonction de la récupération.



à oxygène, avec le procédé métallurgique de la soudure autogène.

Quant au four électrique, on en connaît les débuts et l'essor si rapide que Moissan et son école surent lui donner.

Enfin, l'aluminothermie, plus récente que le four électrique, dont elle emploie les produits, a eu pour origine l'observation des températures très élevées développées dans certaines opérations métallurgiques, par exemple le Bessemer, par l'addition de corps oxydables, manganèse, silicium ou phosphore : de là à chercher les hautes températures par addition à froid de poudres de métaux très exothermiques intimement mélangées avec la matière à traiter et réagissant sur elle, il n'y avait qu'un pas ; c'est le principe de l'aluminothermie.

Ces trois méthodes d'obtention des hautes températures, chalumeau à oxygène, four électrique, aluminothermie, malgré leur très rapide développement industriel, sont encore, dans le problème général du chauffage, des solutions d'exception ; la plus grande partie des opérations de la grosse industrie est encore tributaire des fours ordinaires alimentés avec de l'air. Et comme les températures dans un laboratoire de four, température de régime et température de combustion, ont sur la bonne conduite d'une opération industrielle une influence décisive, nous ne saurions trop nous appesantir sur cette question, à laquelle la majeure partie de ce chapitre est consacrée, au double point de vue théorique et expérimental, ceci, dans le cas général. Nous étudierons ensuite les solutions d'exception et les très hautes températures industrielles.

DÉFINITION DE LA TEMPÉRATURE DE RÉGIME ET DE LA TEMPÉRATURE DE COMBUSTION

On appelle *température de combustion* la température à laquelle s'élèvent les produits gazeux de la combustion, en supposant le phénomène assez rapide pour que le rayonnement soit négligeable, ou en admettant que l'enceinte où se fait la combustion soit athermane.

Comme l'inflammation n'est jamais instantanée et que les enceintes sont toujours plus ou moins diathermanes, la température de combustion est un maximum que l'on observe très rarement dans les fours¹, elle ne doit pas non plus être confondue avec la température de la flamme variable d'un point à l'autre et très difficile à mesurer. C'est une donnée théorique qui mesure le potentiel thermique des produits de combustion.

¹ Dans des expériences récentes sur une chaudière à pétrole avec brûleurs concentriques, l'auteur a relevé au pyromètre une température très voisine de la température de combustion, dans le faisceau central.



On appelle *température de régime*, la température relevée au pyromètre dans le laboratoire d'un four.

Dans un four bien conduit, la température de régime est celle qui convient le mieux à l'opération que l'on doit effectuer.

Le chauffage industriel qui n'est qu'un échange de calories entre deux systèmes de potentiel thermique différent est la conséquence de la différence entre la température de combustion et la température de régime.

Il est évident *a priori*, que, toutes choses égales, le chauffage sera d'autant plus facile et le rendement calorifique d'autant meilleur que l'écart entre les températures de régime et de combustion sera plus grand.

§ 2. — TEMPÉRATURES DE COMBUSTION, CALCUL DE CES TEMPÉRATURES

Les températures de combustion se calculent au moyen des chaleurs de combustion (chaleur latente) et des chaleurs d'échauffement (chaleur sensible) des produits de combustion.

Lorsqu'une combustion s'opère dans une enceinte athermane, par hypothèse, la chaleur dégagée n'est employée qu'à élever la température du mélange gazeux final, et le phénomène étant athermane, il y a égalité entre la chaleur latente de combustion et la chaleur sensible contenue dans le mélange gazeux après cette combustion ; d'où l'équation :

$$\Sigma L = \Sigma a (T - T_0) + \Sigma b [T^2 - T_0^2],$$

formule qui donne par la résolution d'une équation du second degré la valeur de T en fonction de T_0 .

La résolution de cette équation peut être assez longue lorsqu'on a affaire à un mélange complexe de gaz : il est alors beaucoup plus rapide surtout lorsqu'on a sous les yeux le barème des chaleurs d'échauffement de se servir d'une méthode graphique.

a) MÉTHODE GRAPHIQUE POUR LE CALCUL DES TEMPÉRATURES DE COMBUSTION : CALCUL DES PRINCIPAUX CAS INDUSTRIELS DE COMBUSTION

On trace par points la courbe parabolique (fig. 5)

$$\Sigma a [T - T_0] + \Sigma b [T^2 - T_0^2]$$

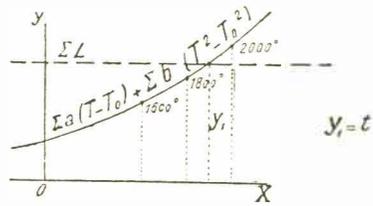


Fig. 5. — Détermination graphique des températures de combustion.



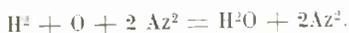
en déterminant les ordonnées pour des abscisses correspondant aux températures pour lesquelles les chaleurs d'échauffement sont immédiatement données par le barème et l'on cherche l'intersection de cette courbe avec la droite $Y = \Sigma L$ représentant la chaleur totale disponible. La détermination de la température de combustion est immédiate.

Cette méthode graphique que nous avons empruntée au cours de H. Le Chatelier nous a servi seule à tous les calculs de température; nous ne saurions trop la recommander, d'autant que si elle est moins précise que la méthode algébrique, elle expose à moins d'erreurs.

Certaines températures de combustion sont indispensables à connaître, par exemple la combustion de l'hydrogène, du carbone, de l'oxyde de carbone, du méthane et celle des combustibles usuels, gaz de gazogène, houille, pétrole.

Nous en donnerons ici le calcul détaillé, en supposant toujours que le comburant est l'air atmosphérique.

1° Combustion de l'hydrogène, du carbone et de l'oxyde de carbone dans l'air froid. — Prenons une molécule (2 grammes) d'hydrogène : pour la brûler, un demi-volume moléculaire O est nécessaire et cet oxygène est accompagné de 4 fois son volume d'azote, soit 2 volumes moléculaires :



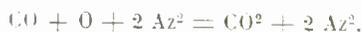
D'après le tableau des chaleurs d'échauffement on a les chaleurs nécessaires pour porter ces produits gazeux à différentes températures croissant de 200° en 200° :

| PRODUITS BRÛLÉS | 1 800° | 2 000° | 2 200° |
|-----------------------------|--------------|--------------|--------------|
| | <i>a</i> | <i>b</i> | <i>c</i> |
| H ² O | 23,86 | 27,76 | 31,82 |
| 2 Az ² | 28,42 | 32,10 | 35,82 |
| | <u>52,28</u> | <u>59,86</u> | <u>67,64</u> |

La chaleur dégagée par 2 grammes d'hydrogène donnant de la vapeur d'eau est 58,2 Cal. qui représentent ΣL de l'équation générale. On voit immédiatement par le tableau ci-dessus que la température inconnue est comprise entre 1 800° et 2 000°. Et si l'on construit la courbe caractérisée par les trois points *a*, *b*, *c*, l'intersection de cette courbe avec la droite $Q = 58,2$ donnera graphiquement la température de combustion de l'hydrogène 1 970°.



Faisons le même calcul pour l'oxyde de carbone :

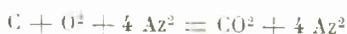


| PRODUITS BRÛLÉS | 1 800° <i>a'</i> | 2 000° <i>b'</i> | 2 200° <i>c'</i> |
|-----------------------------|---------------------|---------------------|---------------------|
| CO ² | 27,21 | 31,84 | 36,65 |
| 2 Az ² | 28,42 | 32,10 | 35,82 |
| | <u>55,63</u> | <u>63,94</u> | <u>72,47</u> |

$$Q = 68.2$$

La température est 2 100°.

Pour le carbone :



| PRODUITS BRÛLÉS | 1 800° | 2 000° | 2 200° |
|-----------------------------|--------------|--------------|---------------|
| CO ² | 27,21 | 31,84 | 36,65 |
| 4 Az ² | 58,84 | 64,20 | 71,64 |
| | <u>86,05</u> | <u>96,04</u> | <u>108,29</u> |

La température est 2 040°.

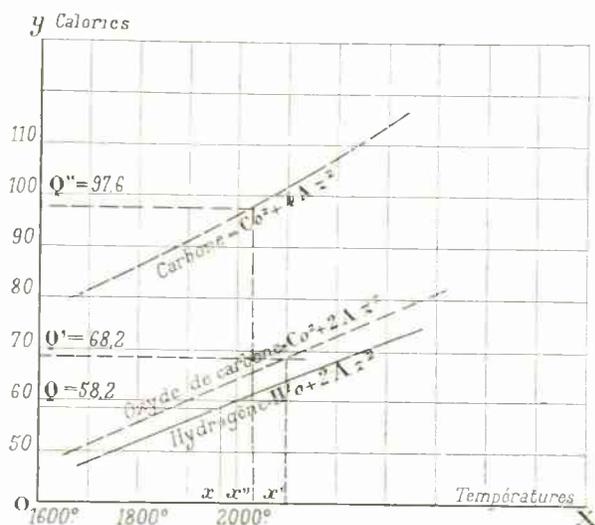


Fig. 6. — Graphiques déterminant les températures de combustion de H, C, CO dans l'air atmosphérique.

Ces calculs de températures de combustion comportent quelques enseignements.

En premier lieu, on y voit le maximum de température qu'il soit possible d'obtenir du carbone brûlant à l'air froid, 2 040°.



On peut y voir encore que la température de combustion de l'hydrogène est inférieure à celle du carbone, en supposant que cette dernière soit possible sans excès d'air.

On voit encore que toutes choses égales, l'oxyde de carbone exempt d'azote donne une flamme plus chaude que l'hydrogène.

Le gaz à l'eau théorique $\text{CO} + \text{H}^2$ évidemment intermédiaire entre les deux gaz précédents a une température de combustion de $2\,030^\circ$.

Les exemples que nous venons d'examiner se rapportent au cas le plus simple, celui où l'apport de calories est tout entier sous forme de chaleur latente : mais le plus souvent la chaleur totale disponible ΣL comprend de la chaleur sensible apportée soit par l'air de combustion, soit par le gaz, soit par les deux ensemble.

2° Exemple de calcul de température de combustion dans le cas le plus général. — Nous donnons à titre de simple exemple le calcul de la température de combustion dans le cas d'un gaz de gazogène brûlant dans un four à régénération, c'est-à-dire chauffé préalablement à une température de $1\,000^\circ$, et rencontrant de l'air également chauffé par récupération à la même température.

Soit par exemple le gaz dont la composition en volume serait :

| | |
|----------------------------|-------|
| Acide carbonique. | 0,05 |
| Oxyde de carbone | 0,20 |
| Hydrogène. | 0,12 |
| Formène. | 0,03 |
| Eau. | 0,02 |
| Azote | 0,58 |
| | <hr/> |
| | 1,00 |

Calculons le volume d'air nécessaire pour brûler un volume de ce gaz.

L'oxyde de carbone 0,20 exige 0,10 d'oxygène qui entraîne 0,40 d'azote.

L'hydrogène 0,12 exige 0,06 d'oxygène et 0,24 d'azote.

Le formène 0,03 exige 0,06 d'oxygène et 0,24 d'azote.

D'où l'on peut former le tableau des calories apportées par ce gaz à $1\,000^\circ$ sous forme de chaleur sensible ou existant sous forme de chaleur latente dégagée par la combustion, ΣL .



| | COMPOSITION en volumes moléculaires. | CALORIES apportées. | CALORIES produites par la combustion. |
|---|---|------------------------|--|
| CO ² | 0,05 | 0,6 | |
| CO | 0,20 | | 13,6 |
| H ² | 0,12 | 6,6 | 6,9 |
| Az ² | 0,58 | | » |
| CH ⁴ | 0,03 | 0,5 | 5,6 |
| H ² O | 0,02 | 0,2 | » |
| | 1,00 | | |
| Air calculé nécessaire à la combustion | 1,10 | 8,1 | |
| | | 16,0 | 26,1 |
| | | ΣL = 42,4 cal. | |

Les produits de combustion ont, en volumes, une composition indiquée dans le tableau ci-dessus.

CHALEURS D'ÉCHAUFFEMENT

| | 2 000° | 2 200° | 2 400° |
|--|--------|--------|--------|
| CO ² : 0,05 + 0,20 + 0,03 = 0,28 | 8,5 | 10,3 | 11,7 |
| Az ² : 0,58 + 0,88 | 23,4 | 26,1 | 28,9 |
| H ² O : 0,12 + 0,06 + 0,02 = 0,20 | 5,5 | 6,3 | 7,2 |
| | 37,4 | 42,7 | 47,8 |

Ici la chaleur disponible ΣL est tellement voisine de la chaleur d'échauffement des produits de combustion à 2 200° qu'il est inutile de tracer la courbe, la température cherchée est voisine de 2 200.

On voit par ce calcul et par la haute température à laquelle il conduit, très supérieure à celle de la combustion de l'hydrogène et de l'oxyde de carbone à l'air froid, l'influence que peut avoir sur les températures réalisées dans les fours le chauffage préalable du comburant et du gaz combustible.

b) INFLUENCE DU DOSAGE EXACT DE L'AIR SUR LA TEMPÉRATURE DE COMBUSTION.
ABAISSEMENT DE CETTE TEMPÉRATURE PAR UN EXCÈS D'AIR

Il est évident, d'après la notion même de la température de combustion, que pour un même poids de combustible brûlé, plus la masse calorifique des produits de combustion sera grande, plus



basse sera la température de combustion, et en particulier, que si la combustion se fait avec un grand excès d'air, il y aura nécessairement abaissement de la température.

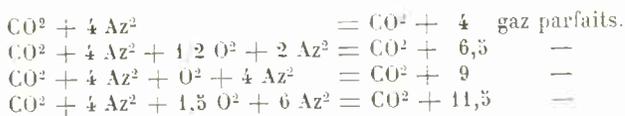
Ceci est évident en dehors de tout calcul, puisque la chaleur latente disponible, restant la même, doit se répartir sur une masse gazeuse beaucoup plus grande.

Dans les anciens fours à grille, la combustion se faisait très difficilement sans excès d'air, et là est la raison de la limitation de température dont l'industrie ancienne a tant souffert. De même, dans les foyers de chaudière, la température n'est généralement pas très élevée parce que la combustion se fait avec grand excès d'air.

Tous ces faits sont connus : mais ce que l'on ne sait pas assez, c'est l'importance extrême que cet excès d'air peut avoir, c'est l'énorme chute de température que la mauvaise conduite des feux s'écartant trop de la combustion neutre, peut provoquer. Aussi étudierons-nous cette influence par un double exemple, l'un théorique : la combustion du carbone dans l'air froid, l'autre pratique emprunté à l'industrie, où à notre connaissance, le mauvais dosage de l'air a eu et peut avoir les effets les plus néfastes, celle de l'incinération des ordures ménagères.

Combustion du carbone dans l'air froid en diverses proportions.
— Brûlons une molécule (12^{gr}) de carbone dans l'air, d'abord en combustion neutre, puis avec des excès d'air croissant de 50 en 50 p. 100, soit 50 p. 100, 100 p. 100, 150 p. 100 d'air en excès.

Nous obtiendrons les produits de combustion



Un calcul très simple donne les compositions centésimales des produits de combustion

| | | | | |
|-------------------------|------|-----------------------|--------|-----------------|
| Combustion neutre : | 20 | CO ² | + 80 | Az ² |
| Excès d'air 50 p. 100 : | 13,3 | CO ² + 6,7 | O + 80 | Az ² |
| — 100 — : | 10 | CO ² + 10 | O + 80 | Az ² |
| — 150 — : | 8 | CO ² + 12 | O + 80 | Az ² |

Ces excès d'air paraissent exagérés : il n'est cependant pas rare de rencontrer dans les chaudières, même convenablement conduites, des fumées dans lesquelles l'analyse ne révèle que 8 p. 100 CO² et où l'oxygène libre atteint 12 p. 100 : les calculs qui suivent ont



donc un réel intérêt pratique. Cherchons donc les températures de combustion correspondant aux quatre cas ci-dessus et pour cela faisons le barème des chaleurs d'échauffement des fumées dans nos quatre hypothèses.

| | 800° | 1 000° | 1 200° | 1 400° | 1 600° | 1 800° | 2 000° | 2 200° |
|---------------------------|------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|--------|
| CO ₂ | 9,1 | 12,4 | 15,6 | 19,2 | 23,1 | 27,2 | 31,8 | 36,7 |
| 4 Azote. | — | — | — | — | — | 56,8 | 64,2 | 71,6 |
| 6,3 — | — | — | — | 69,7 | 81,0 | 92,3 | — | — |
| 9 — | 66,9 | 81,5 | 96,6 | — | — | — | — | — |
| 11,5 — | 66,9 | 85,4 | 104,1 | — | — | — | — | — |

Au moyen de ce barème cherchons les ordonnées des trois points au moyen desquels nous tracerons nos quatre courbes.

- 1° Fumées à 150 p. 100 d'air en excès.
a 800° : 76,0 b 1 000° : 97,8 c 1 200° : 119,7
- 2° Fumées à 100 p. 100 d'air en excès.
a' 1 000° : 79,3 b' 1 200° : 97,1 c' 1 400° : 115,8
- 3° Fumées à 50 p. 100 d'air en excès.
a'' 1 400° : 88,9 b'' 1 600° : 104,1 c'' 1 800° : 119,5
- 4° Fumées neutres.
a''' 1 800° : 84 b''' 2 000° : 96 c''' 2 200° : 108,3

Et traçons les quatre courbes des chaleurs d'échauffement *a b c.* *a' b' c'.* *a'' b'' c''.* *a''' b''' c'''* et leur intersection avec $Q = 97,6$.

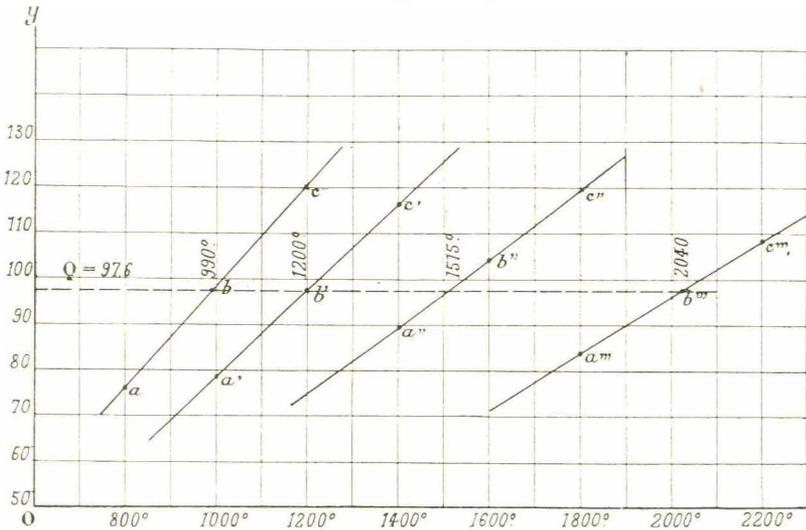


Fig. 7. — Graphique des températures de combustion du carbone dans l'air froid avec des excès d'eau de 50 à 150 %.

Nous obtenons ainsi les températures de 990°, 1 200°, 1 515° et



2040°, avec un écart de plus de 1000° entre les deux cas extrêmes.

Si nous observons que les combustibles usités en industrie sont principalement composés de carbone, ne contenant pas un quart de matières volatiles et hydrocarbures, et si nous rappelons que les excès d'air supposés ci-dessus sont de pratique industrielle courante, nous voyons que le calcul théorique que nous venons de faire est en réalité l'étude résumée des fours à chauffage direct. On peut donc en déduire quelques enseignements d'ordre pratique.

Le premier est la nécessité impérieuse de surveiller très attentivement le dosage de l'air dans les fours, en suivant la composition des fumées, soit au moyen de burettes d'analyse de gaz, burette de Bunte ou appareil Orsat, soit mieux encore à l'aide d'un enregistreur comme l'appareil Ados.

Le second enseignement est l'utilité de connaître toujours la température de combustion normale correspondant à un combustible et à un four donnés. Cette notion si nécessaire à la technique des fours était ignorée dans l'industrie ancienne parce que les chaleurs spécifiques des gaz supposées constantes et les chaleurs de combustion imparfaitement connues conduisaient à des chiffres si inexacts et toujours si exagérés que les ingénieurs ne pouvaient en tirer aucune indication: d'ailleurs, dans les fours très primitifs à température élevée de l'industrie ancienne, la nécessité de doser l'air et de conduire les feux dans ce sens était si impérieuse que les chauffeurs y arrivaient d'eux-mêmes, sous peine de ne pas atteindre le but, de ne pas fondre leur potée de verre, ou de prolonger indéfiniment une opération métallurgique. C'était le temps où la conduite des feux était un art et où la prospérité d'une usine dépendait parfois d'un bon maître-fondeur.

Mais actuellement les ressources scientifiques précises conduisant à la méthode que nous avons indiquée, et les moyens de réglage par registres ou robinets qui, existant dans tous les fours, font de la connaissance préalable de la température de combustion et du contrôle de cette température par les fumées une nécessité technique: nous considérons comme une lacune grave — bien que très fréquente encore — l'ignorance de la température de combustion et l'absence de contrôle des fumées, et pour en démontrer une fois de plus l'importance, nous examinerons encore deux cas de combustion.



EXEMPLES INDUSTRIELS DE DÉTERMINATION
DE LA TEMPÉRATURE DE COMBUSTION

1° Combustion du pétrole dans un foyer de chaudière. — L'étude de cette question nous a été demandée dans une chaudière marine de contre-torpilleur¹ dans laquelle l'amirauté demandait de pouvoir chauffer indifféremment au charbon ou au pétrole.

Dans le cas de la chauffe au charbon les analyses faites sur des chaudières Nielaussé donnent la composition suivante :

| | | | |
|-----------------|----|-----|----|
| CO ² | O | CO | Az |
| 8,5 | 10 | 0,5 | 81 |

correspondant à un excès d'air d'environ 125 p. 100. La température de combustion sera comprise entre 1 000° et 1 100°, d'après l'étude ci-dessus.

Passons à la chauffe au pétrole : il suffit de connaître les brûleurs à pétrole pulvérisant le combustible à un état impalpable pour prévoir que le liquide peut être pratiquement assimilé à un gaz, c'est-à-dire que l'on peut se rapprocher de la combustion neutre : l'expérience nous a montré qu'en effet la combustion avec excès d'air de 20 p. 100 seulement y est possible. Cherchons la température de combustion dans cette hypothèse.

Brûlons dans la chaudière un pétrole de Bakou (huile lourde) à 1100 calories, nettes, de composition suivante :

H, 11 p. 100, C, 87 p. 100, eau et impuretés 2 p. 100,

c'est-à-dire contenant $\frac{87}{12} = 7,25$ molécules de carbone et $\frac{11}{2} = 5,5$ molécules d'hydrogène.

La composition théorique des fumées avec excès d'air de 20 est, en molécules, pour 1 kilogramme de pétrole brûlé :



Calculons les chaleurs d'échauffement de ces fumées aux températures voisines de la température probable de combustion :

| | 1 400° | 1 600° | 1 800° | 2 000° |
|--------------------------------|--------------|--------------|---------------|---------------|
| 72,5 CO ² | 1 391 | 1 675 | 1 972 | 2 308 |
| 55 H ² O | 935 | 1 119 | 1 312 | 1 527 |
| 500 gaz parfaits | 5 365 | 6 230 | 7 105 | 8 025 |
| | <u>7 691</u> | <u>9 024</u> | <u>10 389</u> | <u>11 860</u> |

¹ Comptes rendus du Congrès de 1910 de l'Association technique maritime.



et cherchons l'intersection de la courbe ainsi tracée par points avec la droite $Q_2 = 11\,000$, nous trouvons environ $1\,880^\circ$.

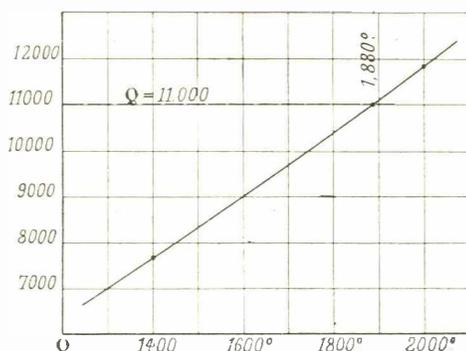


Fig. 8 — Température de combustion dans le foyer d'une chaudière marine chauffée au pétrole.

Cette température paraît excessive dans un foyer dont les parois sont des tubes d'eau à la température de 190° . Nous en avons vérifié la réalisation approchée en constatant à l'aide du pyromètre Le Chatelier plus de $1\,750^\circ$.

Les deux chiffres de combustion avec le charbon ($1\,050^\circ$) ou avec le pétrole ($1\,750^\circ$) ont leur éloquence car il semble difficile d'admettre qu'un appareil ayant à subir des conditions de travail si différentes ne nécessite une construction un peu spéciale; et il paraît probable que le chauffage au pétrole amènera une usure plus rapide de la chaudière. Il y a là un danger que seul le calcul des températures de combustion a signalé.

2° Température dans les fours destructeurs d'ordures ménagères.

— Le second exemple que nous prendrons pour démontrer l'utilité de la connaissance des températures de combustion est puisé à une industrie naissante, celle des ordures ménagères.

La gadoue de Paris est un combustible très difficile à brûler parce qu'il est tantôt dense et cendreuse, tantôt léger mais très humide, présentant des écarts de 25 p. 100 dans l'humidité et des écarts en sens inverse de 20 p. 100 dans la teneur en matière organique combustible. Pour remédier à cette imperfection du combustible, les constructeurs de fours destructeurs ont tous eu recours au vent forcé, parfois avec une assez forte pression. Par suite de cette soufflerie et de l'inexpérience des ouvriers dont le recrutement ne se fait



pas toujours parmi l'élite des chauffeurs, les combustions dans les destructeurs se font avec des excès d'air très variables, pouvant atteindre 200 p. 100 et même plus. Examinons les conséquences de cette marche défectueuse.

Admettons que la gadoue à incinérer contienne environ 14 (24 p. 100) de carbone et 36 p. 100 d'eau, ce sont à peu près les données de la gadoue de Paris en avril-mai.

Brûlons 100 grammes de gadoue contenant 24 grammes, soit 2 molécules de carbone et 36 grammes soit 2 molécules d'eau.

Supposons d'abord la combustion neutre, les produits de combustion auront comme composition :



dont les chaleurs d'échauffement à 800°, 1000°, 1200°, 1400°, 1600° seront :

| | 600° | 800° | 1 000° | 1 200° | 1 400° | 1 600° |
|--------------------------|-------------|--------------|---------------|---------------|---------------|---------------|
| 2 CO ² . . . | 12,9 | 18,14 | 24,84 | 31,10 | 38,36 | 46,20 |
| 8 Az ² . . . | 23,9 | 46,56 | 59,44 | 72,40 | 85,84 | 99,48 |
| 2 H ² O . . . | 11,7 | 16,46 | 21,96 | 27,74 | 34,00 | 40,70 |
| | <u>50,5</u> | <u>81,16</u> | <u>106,24</u> | <u>131,24</u> | <u>158,20</u> | <u>186,38</u> |

ce qui permet de dresser la courbe des chaleurs d'échauffement du mélange.

Admettons maintenant que la combustion se fasse avec des excès d'air de 100 p. 100 et de 200 p. 100. Il faut aux chiffres précédents ajouter 2[O² + 4Az²] ou 10 v. m. de gaz parfaits et 20 v. m. de gaz parfaits ; on obtient avec 100 p. 100 excès d'air.

| | 600° | 800° | 1 000° | 1 200° | 1 400° |
|---|-------------|--------------|--------------|--------------|--------------|
| 2 [CO ² + 4 Az ²] + 2 H ² O . . . | 50,5 | 81,1 | 106,2 | 131,2 | 158,2 |
| 2 [O ² + 4 Az ²]. | 43,1 | 58,2 | 74,3 | 90,5 | 107,3 |
| | <u>93,6</u> | <u>139,3</u> | <u>180,5</u> | <u>221,7</u> | <u>265,5</u> |

Avec 200 p. 100 d'air dans les chiffres deviennent.

| | 600° | 800° | 1 000° | 1 200° |
|--|--------------|--------------|--------------|--------------|
| | 93,6 | 139,3 | 180,5 | 221,7 |
| | 43,1 | 58,2 | 74,3 | 90,5 |
| | <u>136,7</u> | <u>197,5</u> | <u>254,8</u> | <u>312,2</u> |

Traçons les trois courbes correspondant à ces trois marches différentes du four à ordures ménagères, et prenons l'intersection de ces



courbes avec la chaleur latente du carbone contenu dans la gadoue, dont il faut retrancher la chaleur de vaporisation de l'eau :

$$2 \times 97,6 - 606,5 \times 36 = 173,4 \text{ cal.}$$

Nous obtenons les températures de 810°, 980°, 1 510°. Or la température de 1 510°, est une très bonne température pour un foyer de chaudière : la température de 810° est à peine suffisante pour entretenir une bonne combustion et donne naissance à ce que l'on a appelé les gaz verts, c'est-à-dire des fumées lourdes d'une odeur infecte.

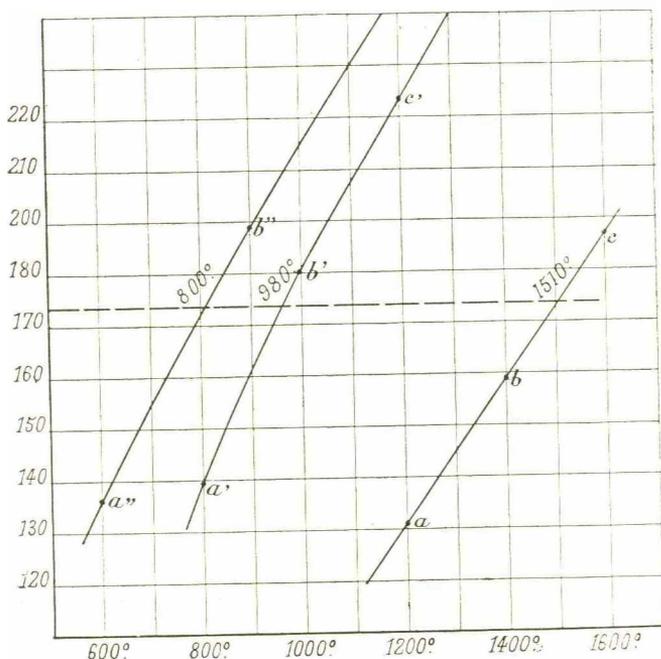


Fig. 9. — Graphiques des températures de combustion dans les fours destructeurs d'ordures ménagères.

Voilà comment, dans une industrie devenue aujourd'hui vitale dans les grandes villes, tandis que les uns promettaient une énorme production de vapeur avec la gadoue, d'autres ingénieurs doutaient de la possibilité même de l'incinération ; le plus grand nombre n'obtenaient que le quart de la quantité de vapeur normalement possible¹.

¹ Dans un four d'incinération de la Ville de Paris, l'auteur a pu obtenir avec des chaudières Babcock et Wilcox une production de vapeur de 15 à 18 kilogrammes par



La notion de température de combustion met au point cette question en même temps qu'elle indique la vraie solution du problème de l'incinération : combustion aussi exactement neutre que possible.

Le dernier enseignement, le plus intéressant peut-être, que comporte la connaissance de la température de combustion est un moyen d'évaluer le rendement d'un four par le rapprochement de la température de régime et de la température de combustion.

Ceci nous conduit à préciser la notion de régime dans les fours et à donner quelques exemples de températures de régime.

§ 3. — TEMPÉRATURE DE RÉGIME

Nous avons donné (page 76) deux définitions de la température de régime : La seconde — température convenant le mieux à l'opération industrielle que l'on veut effectuer — un peu théorique puisqu'elle suppose un four bien conduit, est celle que le technicien doit toujours avoir en vue : elle implique une connaissance parfaite de l'industrie où l'on opère, sans laquelle les conseils et le contrôle scientifiques perdent beaucoup de leur valeur, au point de devoir s'effacer devant l'opinion du praticien.

Dans certaines industries la température de régime théorique peut être déterminée facilement ; ainsi, en verrerie des écarts de température de quelques degrés (25° à 30° en plus ou en moins de la normale) peuvent rendre le verre bouillonneux ou galleux ; il suffit donc de veiller à ce que la composition du verre reste normale et de prendre la moyenne des températures relevées pendant plusieurs périodes de bon travail, pour fixer avec précision la température de régime.

En céramique, la température varie lentement pendant toute la durée de la cuisson et la connaissance du régime le plus convenable à une pâte donnée exige une expérience consommée ; il n'est cependant pas impossible de déterminer ce régime théorique, sous forme d'une courbe indiquant les températures en fonction du temps. C'est ce qu'a fait M. Parvillée, un porcelainier parisien, qui impose à ses chauffeurs, à toute heure de la cuisson, la concordance de la température relevée au pyromètre avec celle indiquée sur la courbe-

metre carré dépassant la moyenne de ce que donnent les chaudières à tubes d'eau avec les meilleurs charbons. Ce rendement était dû uniquement à l'élévation de température dans la chambre de chauffe résultant du dosage rigoureux de l'air de combustion.



barème. C'est aussi ce qui se pratique dans la fabrication de certains aciers, dans le traitement Krupp.

Dans beaucoup de cas, la température théorique de régime est simplement le maximum que l'on puisse obtenir d'un combustible donné avec un four donné, sous la seule réserve d'éviter les coups de feu et les variations brusques, tel est le cas de la plupart des fours métallurgiques de fusion, de réchauffage, de puddlage où l'opé-

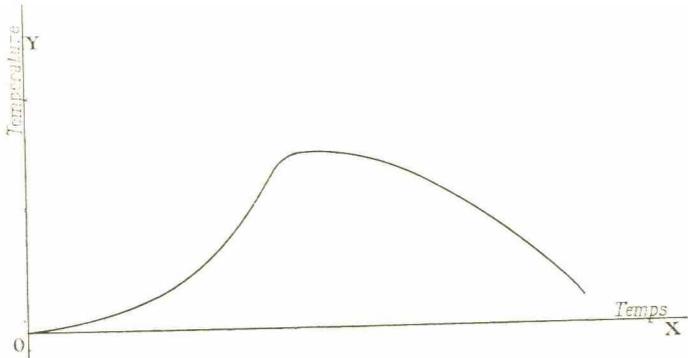


Fig. 10. — Courbe du régime de la température dans un four de cuissons céramiques.

ration va d'autant mieux que le four est plus chaud ; tel est encore le cas des foyers de chaudière pendant les heures de pointes dans les centrales électriques. Dans ce cas, la meilleure marche à suivre pour fixer une température et s'en servir pour faire progresser un four, est de relever fréquemment les températures du laboratoire, d'en préciser les maxima et de fixer par une série d'observations les conditions de bonne marche correspondant à ces maxima souvent accidentels.

Pratiquement, et suivant notre première définition, la température de régime est la « température relevée dans le laboratoire d'un four au moyen d'un pyromètre » ; c'est celle qui nous servira à calculer le rendement d'un four.

Ainsi comprise la température de régime a toujours, sauf dans le cas du four électrique, des dérivées, c'est-à-dire des températures secondaires (régime de la cheminée, des chambres de régénération, des carneaux, etc.) qui sont fonction du régime du laboratoire mais qui doivent aussi être connues.

On voit que la température de régime, dans ses deux acceptions, est une donnée toute expérimentale, déterminée par un pyromètre



placé soit dans le four, soit pour les régimes secondaires, dans l'une de ses parties annexes, tandis que la température de combustion, précédemment étudiée, était le résultat d'un calcul, un maximum. Remarquons enfin que la température de régime, donnée expérimentale, ne doit pas être confondue avec la température précise à laquelle s'effectuent certaines réactions dans le laboratoire, fusion d'un métal, distillation, vaporisation de l'eau. Ainsi, dans un four de fusion du cuivre, le régime n'est pas 1080° , mais une température supérieure, mesurée au pyromètre dans le laboratoire, entre la surface du bain et la voûte. De même dans une chaudière, le régime n'est pas donné par la température de vaporisation de l'eau correspondant au timbre de la chaudière, mais par une série de mesures de températures prises entre le foyer et la boîte à fumées.

Ces notions générales et définitions suffisent à montrer que la température de régime, si indispensable à connaître, sans laquelle la conduite raisonnée de la combustion est impossible, n'est pas toujours d'une conception très facile. Mais lorsqu'on envisage l'ensemble de l'industrie et la variété des régimes, la question se complique au point qu'il soit nécessaire d'établir un classement entre les différents modes de chauffage ou régimes, auxquels peuvent et doivent correspondre des solutions différentes.

a) CLASSEMENT DES FOURS PAR RÉGIMES

1^o Température constante dans un laboratoire unique et invariable.

Ce cas, le plus simple, et l'exemple le plus parfait du travail continu, est synthétisé en verrerie où la plus petite variation de température est appréciée des verriers. Les fours de gobeletterie, Boëtius ou Appert, les fours à bassin Siemens en sont le type. Les fours à cornues d'usine à gaz rentrent aussi dans cette catégorie, bien que la régularité de température y soit moins observée qu'en verrerie.

Dans certains cas, qui ne sont qu'une variante du travail continu uniforme, le régime peut être à deux ou plusieurs degrés. Tel est le cas d'un four de verrerie où le compartiment de travail est séparé du bassin de fonte, chaque compartiment ayant ses brûleurs spéciaux, son chauffage à températures différentes, quoique dépendant des mêmes gazogènes et récupérateurs. Il y a alors en réalité deux températures de régime, mais au point de vue des calculs de rendement on pourra prendre la moyenne arithmétique, en tenant compte des consommations de gaz dans les deux compartiments.



2° Plusieurs températures constantes dans plusieurs laboratoires se commandant les uns les autres.

Les fours de cette catégorie, généralement des fours à réverbères, sont formés de plusieurs compartiments dont le premier est chauffé par le foyer et les suivants par les chaleurs perdues de celui qui précède.

La métallurgie offre de nombreux exemples de fours à soles successives, l'une de réaction ou de grillage, l'autre de fusion, l'autre de raffinage, avec des températures étagées qui sont autant de températures de régime.

Les plus intéressantes de ces températures sont celles du premier laboratoire qu'il est utile de rapprocher de la température de combustion et celle du dernier qui seule intéresse le rendement global.

3° Température variable décroissant insensiblement depuis le foyer jusqu'à la cheminée, avec régime continu.

Ce cas est celui des chaudières à vapeur à marche ininterrompue, dans lesquelles le régime est exprimé par une courbe où, les abscisses indiquant le parcours de la flamme, les ordonnées ou températures varient insensiblement, de 1200 dans le foyer ou la chambre de combustion à 250° dans la boîte à fumées.

Dans ce cas, comme dans le précédent, il y a plusieurs températures de régime, il y en a même une infinité, mais les deux plus intéressantes sont celles du foyer qu'on rapprochera de la température de combustion et celle de la boîte à fumée qui permet de calculer l'utilisation du combustible.

4° Combinaison du laboratoire à température constante avec second laboratoire à température variable.

Les fours à puddler ou à réchauffer suivis de chaudières, si usités dans l'industrie ancienne, en sont l'exemple le plus intéressant.

5° Fours à régime variable avec le temps, à température uniforme dans le laboratoire.

Un très grand nombre de fours, à commencer par le four à acier Martin-Siemens, le premier des fours à gaz, sont à régime discontinu avec variations périodiques de la température correspondant aux périodes de chargement, d'échauffement graduel et de réaction ou affinage.

La variation de régime avec le temps est encore plus sensible dans les fours céramiques où la matière doit être enfournée froide et défournée froide, de sorte que la température part de 0° pour monter insensiblement jusqu'à un maximum où la cuisson se fait



en peu de temps, pour redescendre insensiblement, de façon à suivre une courbe sur laquelle on ne relève aucun palier.

6° Fours à régime variable avec le temps, à températures non uniformes d'un point à l'autre du laboratoire.

C'est surtout en céramique que ce cas se présente, soit dans les fours Hoffmann, soit même dans les fours ordinaires où il est rare que l'échauffement soit parfaitement uniforme.

On voit par cette nomenclature combien nombreux sont les régimes dans les fours, combien variés sont les aspects du problème ; cependant nous n'avons cité que les cas caractérisés, et bien des cas sont intermédiaires entre ceux de notre classification.

Or il est évident *à priori* que les solutions devront être différentes avec des régimes différents, que tel mode de chauffage sera avantageux à 1 000° et très peu économique à 1 500°, que tel foyer se prêtant à un chauffage rapide sera absolument défectueux pour une opération graduellement conduite.

En général, plus on s'écarte du premier cas — travail continu et température uniforme — plus le problème du chauffage et de l'utilisation de la chaleur est difficile. Les dernières catégories, celles des fours céramiques, sont en réalité d'une difficulté telle que le progrès y a été très lent, laissant l'industrie presque au même point qu'il y a cinquante ans.

On conçoit par l'exposé qui précède l'importance de cette donnée de la température de régime, la plus importante, avec l'analyse des fumées, pour l'étude des combustions.

b) QUELQUES DONNÉES EXPÉRIMENTALES DE TEMPÉRATURES DE RÉGIME

Voici d'après Le Chatelier et d'après l'auteur quelques températures de régime caractéristiques.

Four à acier. — Intérieur du four pendant l'affinage, 1 550° :

| | |
|------------------------------|--------|
| Récupérateurs à gaz. | 1 200° |
| — air. | 1 000° |
| Sortie du gazogène | 720° |
| Base de la cheminée. | 300° |

Four de verrerie à bassin pour bouteilles :

| | |
|---------------------------|--------|
| Régime du bassin. | 1 425° |
|---------------------------|--------|



Four à recuire le verre :

| | |
|----------------------|------|
| Température. | 585° |
|----------------------|------|

Four à gaz d'éclairage à cornues :

| | |
|-----------------------|--------|
| Haut du four. | 1 190° |
| Bas du four | 1 060° |

Porcelaine. — Température de régime théorique :

| | |
|--------------------------|--------|
| Porcelaine dure. | 1 400° |
| — de Chine | 1 275° |

§ 4. — MOYENS PRATIQUES DE DÉTERMINER LES TEMPÉRATURES DE COMBUSTION ET DE RÉGIME

Pour déterminer par le calcul la température de combustion, il faut connaître le pouvoir calorifique du combustible solide, liquide ou gazeux servant à alimenter le laboratoire, la composition de ce combustible ou au moins sa teneur en carbone, la température de l'air et éventuellement du gaz avant combustion, et la composition des fumées.

Lorsque la composition des fumées sera complètement connue par une analyse donnant la teneur en eau, l'analyse élémentaire du combustible sera inutile, le dosage du carbone — terme de comparaison entre le combustible et les fumées — suffira. Quand au contraire l'analyse des fumées ne donnera pas l'eau il sera nécessaire de faire l'analyse complète du combustible avec dosage de l'hydrogène.

En résumé : calorimétrie, analyse organique, analyse des gaz et pyrométrie : telles sont les quatre connaissances de laboratoire nécessaires à la technique des températures dans les fours.

Les méthodes de laboratoire devenues des méthodes industrielles au moyen desquelles on peut déterminer ces quatre données sont aujourd'hui trop connues pour que nous en donnions la description en détail : depuis quelques années les laboratoires publics (École des Mines, Conservatoire des Arts et Métiers, etc.) sont en mesure de donner assez rapidement aux industriels qui en ont besoin, les analyses de combustibles, de gaz et les mesures de pouvoirs calorifiques. Et si l'ingénieur étudiant un four préfère faire lui-même toutes les mesures ou analyses, nous pensons qu'il trouvera dans les ouvrages spéciaux et surtout dans les œuvres originales des auteurs et inventeurs les indications sur les méthodes à suivre.



Pour la détermination du pouvoir calorifique, le compte rendu des travaux présentés à la Société d'Encouragement, réédité chez Béranger sous le titre *Études sur les Combustibles solides, liquides et gazeux*, par P. Mahler, indique avec tous les détails les procédés de calorimétrie.

Pour l'analyse élémentaire des combustibles, le même ouvrage ou le *Traité d'analyse des substances minérales* de A. Carnot indiquent la méthode à suivre.

Pour les mesures de températures, H. Le Chatelier a publié sous le titre *Mesure des températures élevées*, en collaboration avec Boudouard, un traité complet de pyrométrie¹. Nous nous contenterons donc de donner quelques indications pratiques, en insistant sur les méthodes de dosages rapides des gaz, qui peuvent rendre de si grands services².

a) POUVOIR CALORIFIQUE

La détermination du pouvoir calorifique est une opération facile pour quiconque sait faire une pesée au milligramme et est accoutumé à manier des instruments de laboratoire.

Aussi estimons-nous que tout ingénieur s'occupant de chauffage doit en connaître le maniement : il est indiqué avec tous les détails voulus dans le mémoire de Mahler.

Mais nous avons vu que la mesure du pouvoir calorifique à la bombe calorimétrique est une donnée incomplète dans des expériences de précision, par exemple dans un bilan rigoureux. Il importe de pouvoir y suppléer sans avoir besoin de faire l'analyse organique qui présente des difficultés bien plus grandes.

Les dosages nécessaires aux corrections du pouvoir calorifique sont ceux du carbone et de l'hydrogène.

Or le dosage du carbone n'est pas impossible après la combustion dans l'obus, il suffit pour cela de faire passer les gaz emprisonnés, dans un tube de potasse caustique placé entre deux tubes à acide sulfurique, en ayant soin de vider l'obus au moyen de la trompe à mercure. L'auteur a fait cette expérience pour doser le carbone total dans les ordures ménagères et n'y a rencontré aucune difficulté. On

¹ *Mesure des températures élevées*. Bibliothèque de la Revue générale des Sciences, Georges Carré et C. Naud, éditeurs : Paris, 1900.

² Le lecteur trouvera d'ailleurs tous les renseignements concernant l'analyse des gaz, l'analyse des combustibles et la détermination du pouvoir calorifique dans le deuxième volume de cette Encyclopédie : *Principes d'analyse minérale*, par G. Chesneau.



sait que le dosage du carbone est très utile, puisqu'il sert de terme de comparaison entre les compositions en volumes des fumées et la composition du combustible.

La méthode de dosage du carbone total à l'aide de l'obus calorimétrique, qui n'est pas indiquée dans le travail de Mahler, nous paraît

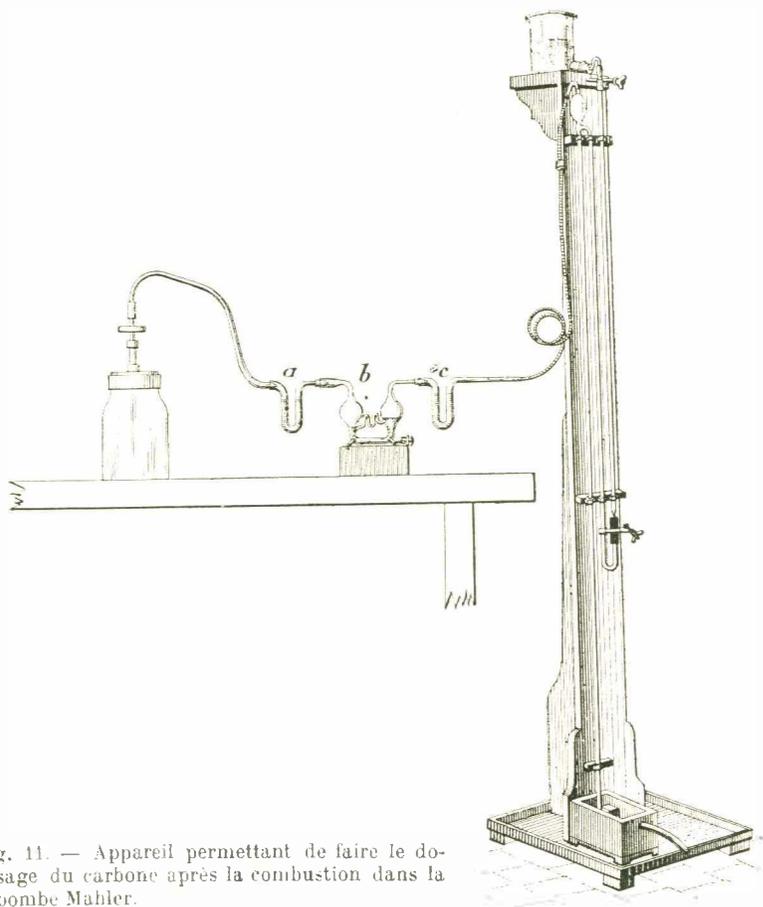


Fig. 11. — Appareil permettant de faire le dosage du carbone après la combustion dans la bombe Mahler.

donc appelée à rendre de réels services dans l'étude rapide des combustibles (fig. 11).

Quant au dosage de l'hydrogène, on pourra y suppléer par la connaissance de l'origine et de la nature du combustible. Lorsqu'on examine les tableaux de Mahler (p. 272), on y constate que les teneurs en hydrogène sont dans les anthracites de 2 p. 100, dans les houilles anthraciteuses, de 2,5 à 3, dans les houilles grasses et



demi-grasses, de 4,5 p. 100 et dans les houilles à gaz d'environ 5,2.

En adoptant ces chiffres, pour faire la correction du pouvoir calorifique, l'erreur que l'on commettra ne sera pas de $\frac{1}{10}$ de la teneur en hydrogène et si l'on se reporte au calcul que nous avons fait dans le cas extrême du pétrole, on verra sans peine que l'erreur totale dans l'évaluation de l'énergie ne dépassera pas 1/2 p. 100.

Ainsi la bombe calorimétrique seule, en l'utilisant au dosage du carbone total, permet d'estimer avec une approximation de $\frac{3}{1000}$ le pouvoir calorifique à pression constante et eau vapeur. C'est plus que suffisant pour les études industrielles.

Mais il peut arriver qu'un ingénieur à qui on demande d'étudier un four n'ait pas à sa disposition l'outillage de la bombe Mahler. Dans ce cas, il pourra se servir d'une des méthodes de calcul d'après les essais usuels et en particulier de la méthode Goutal¹.

Nous rappelons ici que la formule indiquée par Goutal est

$$P = 82 C + aV$$

dans laquelle P désigne le pouvoir calorifique de 1 kilogramme du combustible, C le pourcentage de carbone fixe et V la proportion de matières volatiles, a est un coefficient dont la valeur est variable selon la teneur en matières volatiles V' du combustible supposé pur, c'est-à-dire sans eau ni cendres $V' = V \frac{100}{C + V}$.

Il ne faut pas perdre de vue, lorsqu'on appliquera cette formule, que le pouvoir calorifique ainsi calculé est, comme celui de la bombe, à volume constant et eau condensée, et il faudra par conséquent, faire la correction précitée pour l'hydrogène.

Si l'on admet avec Goutal que pour toutes les houilles ordinaires (non anthraciteuses) l'erreur ne dépasse pas 1 p. 100, et si l'on admet un maximum d'erreur de 0,5 p. 100 dans la correction, on voit que l'on pourra toujours, dans les cas les plus défavorables, loin de tout laboratoire scientifique et sans obus calorimétrique, évaluer l'énergie calorifique disponible à 1,5 à 2 p. 100 près.

b) ANALYSE COMPLÈTE DU COMBUSTIBLE

Nous n'attachons pas dans ces conditions une importance industrielle très grande à l'analyse élémentaire des combustibles, par la

¹ Cette méthode est très complètement expliquée dans le *Traité d'analyse des substances minérales* de A. CARNOT, t. II, p. 201.



grille à analyse organique. L'analyse organique, pour être tout à fait précise, est une opération délicate que seule un chimiste de carrière peut effectuer sans erreur : elle est en tout cas très longue lorsqu'on y comprend la préparation du tube et le montage de l'appareil, et il est rare qu'un ingénieur chargé de suivre des fours puisse s'y employer.

Dans chaque usine, nous conseillons donc de faire ou de faire faire au dehors un nombre d'analyses complètes de la houille régionale suffisant pour en bien connaître la nature, la teneur en eau, en cendres, en hydrogène, les principales caractéristiques, de façon à pouvoir ensuite en toute rigueur se contenter de la bombe Mahler avec ses deux données, pouvoir calorifique et carbone total.

c) ANALYSE DES GAZ ET DES FUMÉES

Les analyses de gaz nécessaires à l'étude de la combustion sont de deux sortes : les unes ont pour but le contrôle des fumées et la vérification de l'excès d'air, elles ne portent que sur l'acide carbonique et l'oxygène : les autres sont des analyses de gaz combustibles dans le cas où la combustion se fait en deux temps, dans les fours à gaz.

1° Dosage des fumées. — Le dosage des fumées peut strictement se réduire à la détermination de l'acide carbonique, parce que pour un combustible donné, les proportions de l'azote, de l'acide carbonique et de l'oxygène sont liées par une relation, lorsque l'on connaît la composition du combustible et en particulier le rapport du carbone à l'hydrogène.

Dans les fumées du carbone, le rapport de l'azote au total $\text{CO}^2 + \text{O}$ est toujours le même que dans l'air atmosphérique puisque le volume d'acide carbonique est le même que celui de l'oxygène qui a servi à sa formation.

Il s'ensuit que pratiquement quand on a affaire à un combustible riche en carbone et peu hydrogéné, le total de l'acide carbonique et de l'oxygène doit toujours dans une analyse de gaz être aux environs de 20 p. 100 — c'est un moyen de contrôle des analyses du gaz, c'est aussi la raison qui peut dispenser du dosage de l'oxygène lorsqu'on veut faire une analyse rapide¹.

¹ Une des causes d'erreur des plus fréquentes dans les analyses de gaz est l'emploi d'eau non saturée de sel pour le prélèvement ou le transvasement des gaz : on devra

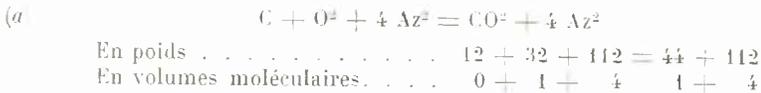


Lorsque le combustible est fortement hydrogéné, comme la vapeur d'eau produite par la combustion se condense dans la burette d'analyse de gaz, tandis que l'azote de l'air reste à l'état de gaz, les fumées contiendront une proportion d'azote plus forte : dans ce cas le total $\text{CO}^2 + \text{O}$ est inférieur à 20 p. 100. Mais si l'on connaît les teneurs en carbone et hydrogène il est possible de calculer la composition théorique des fumées avec des excès d'air croissants, et il est nécessaire de le faire et d'en construire le barème, qui seul permettra de déduire du seul dosage de l'acide carbonique le pourcentage d'air en excès.

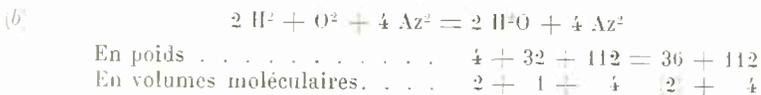
A titre d'exemple, nous donnerons le barème des compositions des fumées d'un pétrole (combustible très hydrogéné) de Bakou, le même dont nous avons calculé le pouvoir calorifique avec corrections, page 23.

Composition des fumées d'un combustible hydrogéné. — Prenons un combustible contenant 87 p. 100 C et 11 p. 100 H².

La combustion du carbone, théorique, c'est-à-dire sans excès d'air, se fait par la formule suivante :



La combustion de l'hydrogène, théorique, rapportée au même volume unitaire d'air ($\text{O}^2 + 4 \text{Az}^2$) se fait par la formule :



A l'aide de ces formules (a) et (b) cherchons la formule de combustion du pétrole correspondant à un volume unitaire d'air ($\text{O}^2 + 4 \text{Az}^2$).

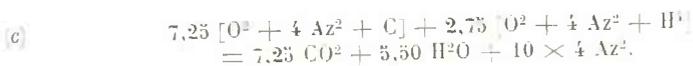
Prenons les quotients des poids de C et H contenus dans le pétrole par les poids de ces mêmes corps correspondant à l'unité de volume d'air dans les réactions (a) et (b) (volume moléculaire et double volume moléculaire) :

| | |
|---------------------------|----------------|
| Pour le carbone | 87 : 12 = 7,25 |
| Pour l'hydrogène. | 11 : 4 = 2,75 |

s'apercevoir immédiatement de cette cause d'erreur en faisant le total de l'air et de l'acide carbonique. Si la somme de ces deux gaz est très inférieure à 20 p. 100 c'est que l'analyse est fautive.



Nous arrivons ainsi à la formule de combustion théorique, c'est-à-dire sans excès d'air, du pétrole



D'où l'on déduit, en éliminant l'eau qui est condensée, que la combustion du pétrole sans excès d'air doit donner des fumées dont la composition en volume sera pour l'acide carbonique

$$\frac{7,25 CO^2}{7,25 CO^2 + 10 \times 4 Az^2} = \frac{7,25}{47,25} = 15,35 CO^2$$

Par différence on trouve que la teneur en azote sera de 84,65 p. 100.

Supposons maintenant que la combustion se fasse avec excès d'air : on peut décomposer le mélange gazeux qui en résultera en deux parties, d'une part l'excès d'air qui contient 20 p. 100 O et 80 p. 100 Az, d'autre part la fumée neutre ayant la composition ci-dessus 15,35 CO² et 84,65 Az. On en déduit immédiatement par un calcul simple la composition des fumées de pétrole pour une combustion avec un excès constaté de *n* volumes d'oxygène ou 5 × *n* volumes d'air.

$$CO^2 = 15,35 \times (100 - 5n)$$

et l'on peut établir le barème suivant :

| COMPOSITIONS NORMALES DES FUMÉES D'UN PÉTROLE A 11 P. 100 H ET 87 P. 100 C BRULANT AVEC EXCÈS D'AIR CROISSANT DE 0 A 100 P. 100 | | | | |
|--|----|-------|-------|-------------|
| CO ² | O | Az | TOTAL | EXCÈS D'AIR |
| 15,35 | 0 | 84,65 | 100 | 0 |
| 14,6 | 1 | 84,4 | » | 5,3 |
| 13,8 | 2 | 84,2 | » | 11,4 |
| 13,1 | 3 | 83,9 | » | 19,6 |
| 12,3 | 4 | 83,7 | » | 25 |
| 11,6 | 5 | 83,4 | » | 33 |
| 10,7 | 6 | 83,3 | » | 42,8 |
| 10,0 | 7 | 83 | » | 53,9 |
| 9,2 | 8 | 82,8 | » | 66,6 |
| 8,4 | 9 | 82,6 | » | 87,4 |
| 7,7 | 10 | 82,3 | » | 100 |

Ce barème permet d'interpréter immédiatement une analyse de gaz même sur le seul dosage de l'acide carbonique, si la combustion



est complète; il permet aussi de surveiller la combustion, car si l'on trouvait par exemple une proportion d'azote supérieure à ce qui est calculé, cela indiquerait qu'il y a quelque part incombustion du carbone, soit par formation de suie, soit par dépôt de coke dans le foyer ou sur les tubes.

Nous conseillons de faire ainsi l'examen préalable des fumées et le barème des compositions nécessaires, pour tout combustible hydrogéné employé dans un four, c'est le seul moyen de donner aux analyses de gaz une signification précise quant à l'excès d'air; c'est aussi le moyen de rendre inutile le dosage de l'oxygène ou d'en faire un moyen de contrôle de l'analyse.

2^e Méthodes de dosage des fumées. appareils enregistreurs. —

La possibilité d'analyser les fumées en ne dosant que l'acide carbonique a rendu facile la construction d'appareils enregistreurs basés sur l'absorption si facile de ce gaz par la potasse.

L'appareil « Ados » usité dans un très grand nombre de centrales électriques semble le plus pratique de ces instruments. Nous en donnons (fig. 13) la représentation et (fig. 12) la reproduction d'un graphique des dosages de CO₂.

Le gaz est puisé dans le carneau de la cheminée par une petite pompe à double effet actionnée par le tirage de la cheminée.

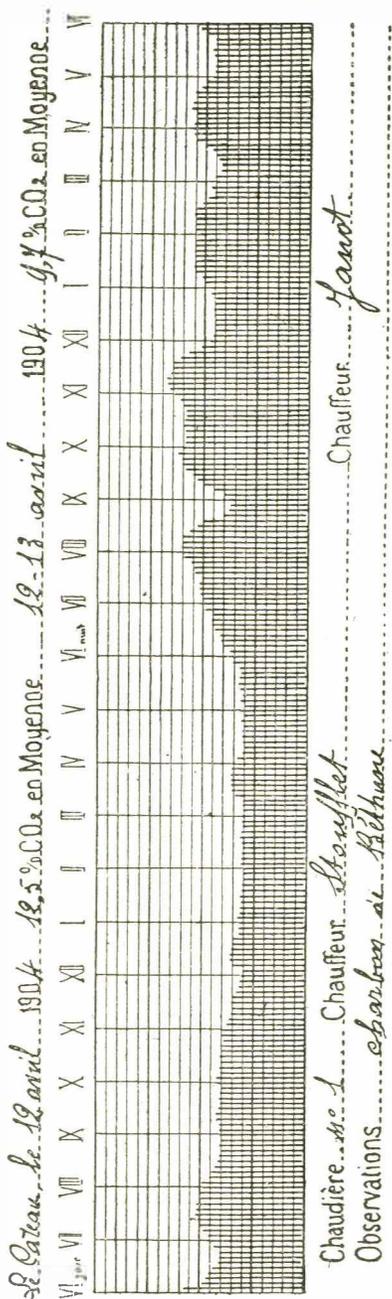


Fig. 12. — Graphique enregistré par l'appareil Ados de la composition des fumées.



Un volume invariable de 100 centimètres cubes traverse le flacon absorbant A contenant une solution concentrée de potasse. De là le gaz restant après absorption du CO_2 est envoyé dans un mesureur G. Une ligne de longueur proportionnelle à ce volume restant se trace automatiquement sur un rouleau enregistreur.

L'appareil est rempli avec de la glycérine : il est muni d'un filtre à gaz arrêtant les poussières et aussi le goudron lorsqu'on s'en servira pour étudier un gaz de gazogène. Il est réglé en général de façon à faire un prélèvement de fumées toutes les quatre minutes, mais cette période peut être modifiée à volonté.

L'emploi d'appareils enregistreurs pour un contrôle aussi important que l'excès d'air dans les fours est très recommandable en principe.

Nous croyons cependant utile de signaler un écueil de ces appareils, celui d'habituer ingénieurs et maîtres-fondeurs à certains dosages moyens et de limiter leur ambition à éviter les brusques oscillations de l'appareil enregistreur. Il n'est que trop fréquent de voir le personnel couvert par la régularité de cet enregistreur se contenter de cette honnête moyenne sans chercher si une amélioration peut être obtenue, et nous pourrions citer des exemples de fours où l'appareil Ados est installé depuis des mois et des années, et où une combustion parfaitement défectueuse est soigneusement enregistrée sans que l'idée de l'améliorer ou de la possibilité de l'améliorer se soit jamais fait jour.

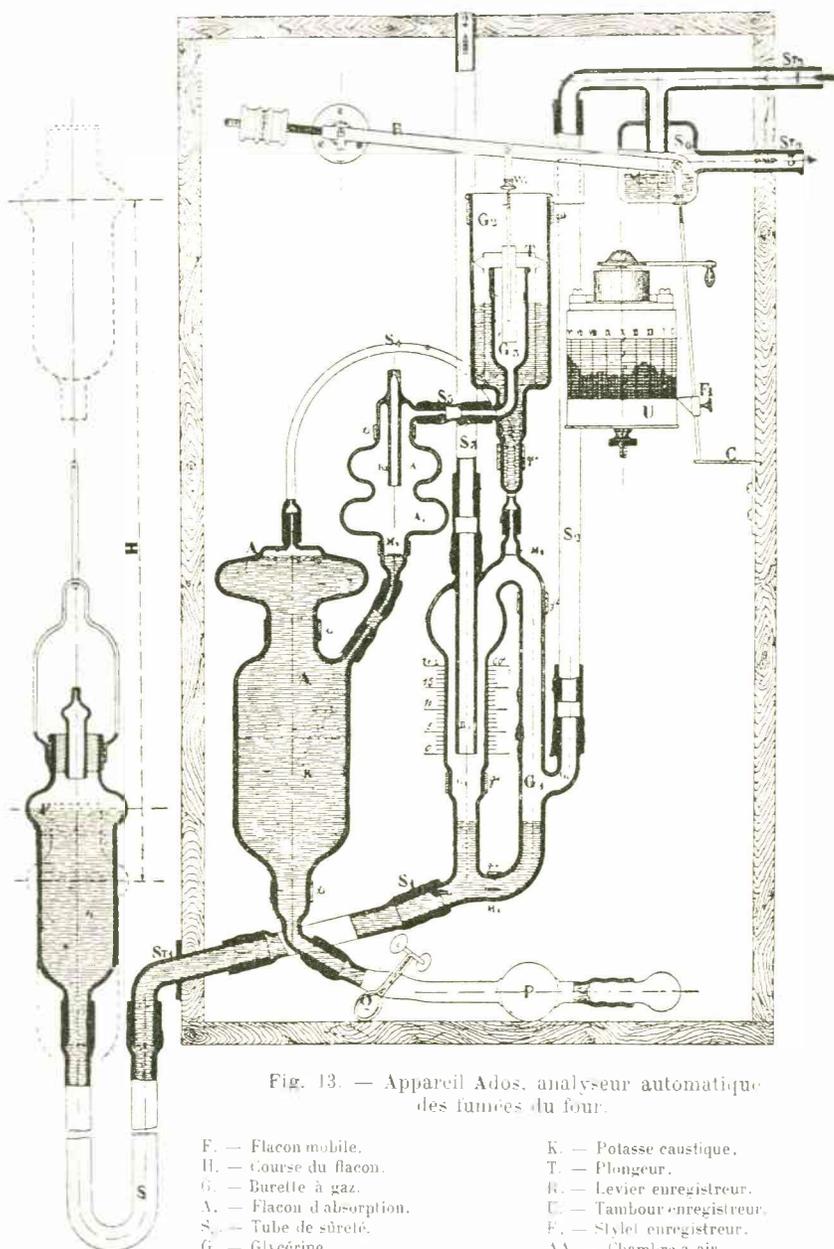
À cet égard, nous pensons que les appareils de mesure directe et que les analyses faites sur place par l'ingénieur lui-même sont souvent préférables et il est naturel que celui qui a pris la peine de faire une prise d'essai et une analyse souvent dans des conditions fort peu agréables cherche à en tirer le maximum de déductions et d'enseignements utiles ; il est en tout cas hors de doute que l'ingénieur qui a des moyens de vérification personnels non exposés à la vue constante de ses ouvriers en peut tirer des moyens de surveillance et d'action sur le travail, beaucoup plus efficaces.

À ce titre, aussi bien que pour répondre aux cas nombreux où l'appareil enregistreur n'existe pas, nous donnerons des indications détaillées sur les analyses de gaz dans les usines.

3° Analyse des gaz par les burettes. — En donnant des indications sur la façon de faire les analyses de gaz nous ne prétendons en aucune façon imposer le choix d'un appareil et nous ne mettrons



pas en parallèle l'appareil Orsat généralement usité en France,



l'appareil Elliott que recommande M. Queneau dans la traduction

américaine de notre livre et la burette Bunte dont nous nous servons de préférence. Nous pensons en effet que le meilleur appareil d'analyse des gaz en industrie, où une approximation de 1 p. 100 est généralement suffisante, est celui auquel on est accoutumé.

Nous donnons ci-dessous la description et le mode d'emploi de l'appareil du D^r Bunte, parce que nous en connaissons le manie- ment, parce qu'il est le plus économique (15 à 18 francs suivant la capacité de la burette) et parce que, entièrement en verre sans aucun ajutage fixe en caoutchouc, il est toujours prêt à servir et se conserve sans entretien dans un laboratoire, pour peu qu'on ait la pré- caution de vaseliner les robinets; enfin et surtout parce qu'il se prête parfaitement aux prises d'essais, transvasements de gaz et toutes manutentions, sans risque de rentrée d'air.

Description et usage de la burette Bunte. — Elle se compose essen- tiellement (fig. 15) d'une cloche à gaz, sorte d'éprouvette de verre

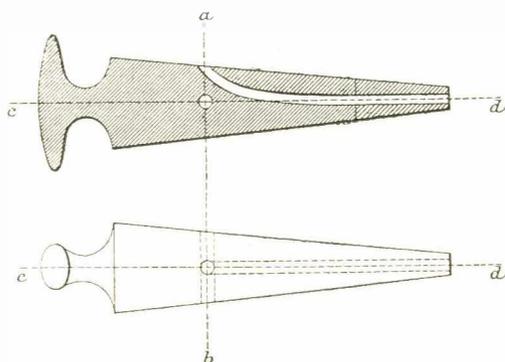


Fig. 14. — Robinet spécial à trois voies de la burette de Bunte.

graduée, d'environ 50 centimètres de long, effilée à ses deux extré- mités et fermée par deux robinets *a*, *b*. Le robinet inférieur *c* est à simple voie ordinaire, terminé par un tube assez étroit pour qu'on puisse y adapter un petit caoutchouc, au moyen duquel on reliera la burette à l'entonnoir *e*, toutes les fois qu'il sera nécessaire¹.

Le robinet supérieur *a* qui constitue l'organe le plus ingénieux de la burette, est percé de deux conduits, l'un, identique à celui d'un robinet ordinaire, permet d'établir la communication entre la cloche et le petit entonnoir qui la surmonte; l'autre, s'insère sur le

¹ Dans la figure représentée page 107, nous avons dû représenter les caoutchoucs adap- tés à la burette, mais pendant l'analyse on doit évidemment les enlever.

fût du robinet, dans le même plan de révolution (*a, b*, fig. 14) que le premier conduit et suivant un diamètre perpendiculaire (comme dans un robinet à trois voies); mais s'inclinant aussitôt de façon à ne pas rencontrer le premier conduit, il se recourbe suivant l'axe de rotation du robinet et se termine par un tube prolongeant cet axe, sur lequel on peut adapter un tuyau de caoutchouc. Grâce à cette seconde voie, on peut établir la communication entre l'extérieur, la poire P ou tout autre réservoir contenant le gaz à analyser et la cloche graduée de la burette; on peut encore mettre en communication l'entonnoir de la burette et le tuyau de caoutchouc adapté au robinet supérieur; on peut enfin, en inclinant à 45° la tête du robinet, fermer les deux conduites et intercepter toute communication.

Pour faire une analyse, on commencera par remplir d'eau salée¹ la cloche à gaz, en élevant l'entonnoir *e* au-dessus du robinet supérieur *a*, et en y versant le liquide, qui chasse l'air et remplit la cloche et une partie de l'entonnoir de la burette.

On adapte alors au robinet *a* un caoutchouc, et on le remplit d'eau salée, ce qui est facile, en tournant la clef de façon que le conduit courbé du robinet mette en communication l'entonnoir et le tuyau de caoutchouc; puis, on ajuste ce dernier au réservoir où se trouve le gaz, poire ou aspirateur. Tournant alors de 180° le robinet *a*, on établit la communication entre le tuyau de caoutchouc et la burette, et ouvrant le robinet *b*, on abaisse l'entonnoir *e* suffisamment pour que le gaz soit aspiré et remplisse la burette jusqu'à une division convenablement choisie, voisine du zéro de la graduation.

La burette étant remplie, on ferme les deux robinets, on ôte les deux tuyaux de caoutchouc, et l'on fait la lecture précise du volume de gaz introduit. Cette lecture, ainsi que toutes celles qui se feront au cours de l'analyse, doit se faire dans des conditions de température, de pression et de tension de vapeur précises; et si ces données sont maintenues invariables dans tout le cours de l'analyse, les lectures de volumes se feront sans aucune correction; c'est ce qui rend l'usage de la burette très pratique pour des analyses rapides.

L'égalité de température est assurée, en effet, par un manchon de verre plein d'eau qui protège contre l'échauffement dû aux mains

¹ Toutes les manipulations de gaz doivent se faire avec de l'eau salée saturée qui dissout beaucoup moins les gaz que l'eau pure.



de l'opérateur ou provoqué par la formation du carbonate de potasse ; on peut encore l'obtenir en plongeant la burette, avant chaque lecture, dans une cuve à eau profonde.

L'invariabilité de pression et de tension de vapeur est assurée de la façon suivante : on fait, après chaque absorption, un lavage en versant par l'entonnoir supérieur de l'eau salée qui refoule et fait écouler par le robinet *b* le réactif ; lorsque cet entonnoir est presque vide, on ralentit l'écoulement en tournant le robinet inférieur *b* et on l'arrête au moment où le liquide atteint en *a* un point de repère fixe. La pression du gaz dans la cloche est alors égale à la pression atmosphérique (qu'il est inutile de connaître), augmentée d'une petite colonne d'eau salée de hauteur connue et constante et de la tension de vapeur de l'eau salée à température constante ; elle est donc invariable.

Les réactifs absorbants sont introduits successivement par le petit entonnoir en ouvrant d'abord le robinet *a* puis le robinet inférieur ; le gaz est lavé et brassé par l'écoulement du liquide qui se fait très également le long des parois ; il est cependant nécessaire d'agiter la burette pour être sûr d'une absorption complète ; on fait ensuite le lavage prescrit à l'eau salée.

Le premier réactif à introduire est la potasse qui absorbe très rapidement l'acide carbonique ; puis le pyrogallate de potasse obtenu en versant une cuillerée d'acide pyrogallique dans la dissolution de potasse dans le petit entonnoir *a*. Enfin, on termine par le chlorure cuivreux qui absorbe l'oxyde de carbone. La dernière absorption se fait plus lentement et exige non seulement une agitation énergique, mais deux additions successives de réactif.

Lorsqu'il s'agit d'une analyse de fumées, le second et le troisième dosages sont le plus souvent inutiles.

L'ensemble des opérations demande à peine dix minutes ; on peut les faire commodément près d'un four, et dans ce cas la burette pourra servir à la prise d'échantillon, en la remplissant plusieurs fois pour chasser l'air du tube adducteur.

On voit donc de quelle ressource cet appareil sera pour la surveillance régulière des fours.

Analyse complète des gaz.

Lorsque l'analyse des gaz n'a pas seulement pour but d'exercer une surveillance mais doit servir à déterminer la température de



combustion ou à établir un bilan, il faut aller au delà du dosage de l'oxyde de carbone et évaluer les hydrocarbures et l'hydrogène.

Pour atteindre ce résultat, deux méthodes sont en présence, la destruction des hydrocarbures par combustion en leur faisant traverser un tube de platine chauffé au rouge, ou la combustion eudiométrique sur le mercure. Ici encore nous ne prendrons pas parti : la première méthode est préconisée par M. Queneau, l'auteur de l'édition américaine de notre livre, la seconde est celle dont nous nous sommes le plus constamment servi et que nous décrirons ici.

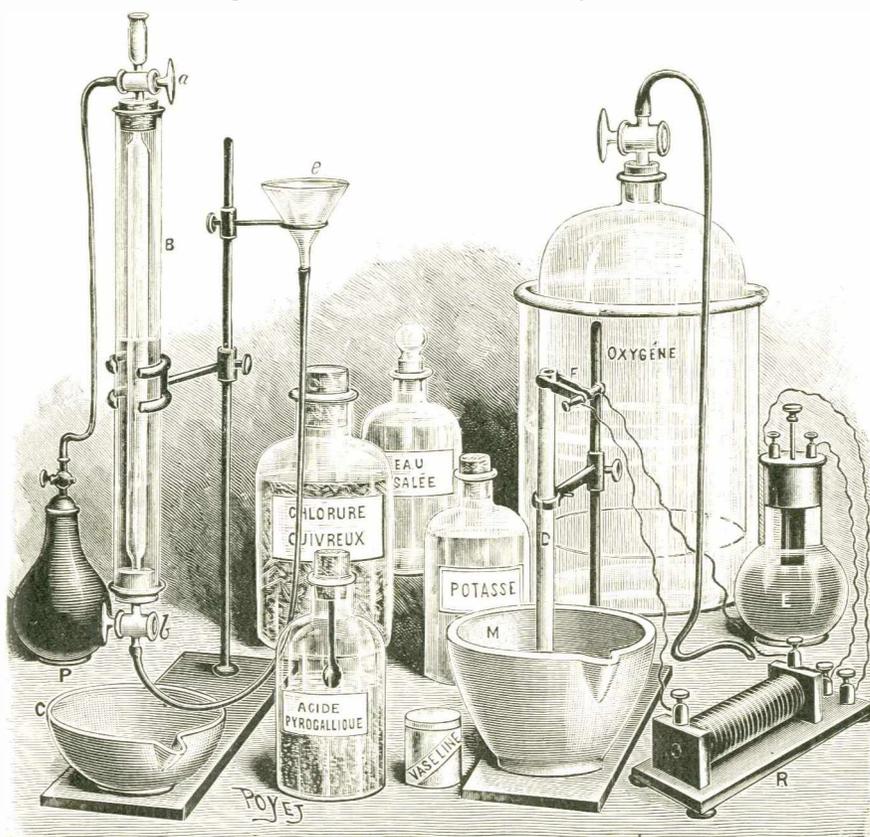


Fig. 15. — Outillage de laboratoire pour les analyses de gaz. Burette Bunte.

Analyse eudiométrique des gaz hydrogénés et hydrocarbonés. — Cette analyse portera sur le résidu gazeux restant dans la burette après absorption de l'oxygène, de l'oxyde de carbone et de l'acide carbonique, c'est-à-dire sur un mélange d'azote, d'hydrogène et de

formène (méthane). Il peut y avoir dans ce résidu des hydrocarbures plus carburés que le méthane, puisqu'il s'en produit dans la distillation de la houille, mais la proportion en est tout à fait négligeable. Il ne faut, en effet, pas perdre de vue que la méthode que nous indiquons s'applique seulement aux analyses de gaz de gazogènes, c'est-à-dire contenant au maximum 5 p. 100 d'hydrocarbures : dans ces conditions : si l'on observe que la proportion d'hydrocarbures plus carburés que le méthane n'y est que 1/50 soit $0,05 \times 0,2$, on comprendra que l'erreur commise, lorsqu'on suppose qu'il n'y a que du formène, est négligeable. Cette remarque simplifie l'analyse d'autant plus que le méthane donne naissance par sa combustion à un volume d'acide carbonique égal au sien.

Le matériel suffisant à cette étude se compose d'un eudiomètre de Bunsen ou mieux d'un *eudiomètre de Riban* à fils de platine (D, fig. 14), d'un mortier de porcelaine contenant environ 6 kilogrammes de mercure, d'une pile et d'une bobine d'induction permettant de faire passer par le moyen de la pince F une étincelle dans l'eudiomètre¹, d'un réservoir d'oxygène, enfin d'un thermomètre et d'un baromètre.

On commence par mélanger le gaz à analyser avec un volume d'oxygène suffisant à assurer la combustion complète du gaz, d'après sa composition approchée qui, dans l'industrie, est presque toujours connue (1/2 volume d'oxygène pour la combustion de l'hydrogène et 2 volumes d'oxygène pour celle du formène). Il est commode de faire ce mélange dans la burette de Bunte qui se prête très bien à l'introduction et à l'exacte mesure du volume d'oxygène introduit, ainsi qu'au brassage de ces gaz comburant et combustible très nécessaire à l'inflammation lorsqu'on est près de la limite d'inflammabilité².

Après avoir rempli l'eudiomètre de mercure et l'avoir renversé sur la cuve on y transvase le mélange gazeux de gaz à analyser et d'oxygène. Pour cela on adapte au robinet *a* un tube de caoutchouc que l'on remplit d'eau salée pour le purger d'air, et où l'on chasse ensuite le gaz; introduisant alors l'extrémité du tube sous l'eudiomètre et levant l'entonnoir, on refoule le gaz jusqu'à ce qu'il remplisse environ les trois quarts de l'eudiomètre. On lit le volume et la pression qu'il suffit de mesurer avec une règle graduée, placée verticalement. On bouche partiellement l'eudiomètre à l'aide d'un bouchon de liège

¹ On se sert de tout autre appareil permettant la production d'une étincelle électrique, électrophore, machine électrique, bobine avec rupteur, etc.

² Si l'on est au-dessous de la limite d'inflammabilité, on devra ajouter une quantité mesurée d'hydrogène.



échancré que l'on appuie fortement, à l'aide du support, contre le fond de la cuvette, et qui empêche la projection du mercure au moment de l'explosion. On fait enfin passer l'étincelle : la combustion se produit plus ou moins vivement et aussitôt après on observe une ascension du mercure résultant de la condensation de l'eau. On laisse refroidir, ce qui exige une dizaine de minutes à l'air, mais peut s'obtenir immédiatement en plongeant l'eudiomètre à l'aide d'une cuiller à long manche dans une cuve à eau profonde; on fait une seconde lecture de volume et de pression.

Enfin on introduit un fragment de potasse (potasse en cylindres) qui s'élevant au-dessus du mercure, se dissout dans la petite quantité d'eau inévitablement entraînée dans les manipulations de gaz et absorbe l'acide carbonique. Cette absorption sera facilitée en agitant l'eudiomètre solidement maintenu entre la main gauche et le pouce de la main droite; mais cette agitation demande quelque précaution pour éviter toute rentrée de gaz dans l'eudiomètre qui se trouve forcément en dépression, elle n'est pas indispensable. On fait alors une troisième lecture de volume et de pression.

Les trois lectures ainsi opérées suffisent à déterminer les deux rapports donnant les volumes relatifs des trois gaz, par la résolution de deux équations du premier degré. Le calcul est d'ailleurs simplifié encore par l'égalité de volume du formène et de l'acide carbonique produit.

On ramène tous les volumes à 0° et à 760^{mm} ce qui exige la connaissance de la température extérieure et de la pression atmosphérique, en tenant compte de la tension de vapeur d'eau.

La deuxième contraction c_2 , différence entre les volumes 2 et 3, donne immédiatement la teneur en formène; la première contraction représente la disparition de l'oxygène nécessaire à la combustion du formène soit deux fois le volume de ce dernier, et la disparition de l'hydrogène et du demi-volume d'oxygène nécessaire à sa combustion. On en déduira immédiatement la proportion d'hydrogène :

$$c_1 = 2 \text{ CH}^2 + \frac{3}{2} \text{ H}^2.$$

Toutes ces opérations ne demandent pas plus de trois quarts d'heure, en tenant compte du temps nécessaire au refroidissement. Elles n'ont évidemment pas la précision des méthodes de Bunsen et de Winkel, mais elles permettent des dosages avec une approximation¹ de

¹ Avec un eudiomètre de Riban de 20 centimètres de hauteur utile, si l'on suppose



1400 toujours suffisante en industrie. Elles n'exigent — c'est là, rappelons-le, le mobile qui les a inspirées — qu'un matériel très simple, facile à constituer dans n'importe quelle usine.

3° Mesure des températures élevées. — Nous n'aurions aucune indication à donner sur la mesure des températures élevées, après la publication du livre de H. Le Chatelier et Boudouard, si nous n'avions constaté que bien des industriels s'effrayent encore du maniement délicat des galvanomètres et se privent d'enseignements expérimentaux qui leur seraient précieux ; et nous voudrions faire profiter de notre expérience en verrerie, en céramique, dans des études plus récentes sur les chaudières, pour amener notre lecteur à la conviction que le pyromètre thermoélectrique et d'autres appareils de mesure sont d'un maniement facile et peuvent être mis entre les mains sinon des ouvriers eux-mêmes, du moins de leurs contre-maîtres ou de personnes n'ayant que des connaissances scientifiques élémentaires.

Divers cas peuvent se présenter, dans la pyrométrie industrielle, suivant que les températures observées doivent servir de moyen d'étude ou de moyen contrôle.

La pyrométrie dans l'étude des fours. — Dans ce premier cas, le plus intéressant dans une étude des sources de l'énergie calorifique, l'appareil le plus pratique est le pyromètre thermo-électrique de Le Chatelier avec couple de *Platine — Platine-Rhodié* dont le maniement a été rendu facile par toutes les améliorations apportées par les constructeurs français, Carpentier et Pellin, et en Allemagne par Siemens et Halske.

Deux difficultés arrêtent encore quelquefois les ingénieurs qui ont à relever une température élevée : 1° l'usage du couple ; 2° la mise au point du galvanomètre et de sa graduation.

Les constructeurs livrent généralement un couple dans une canne de 1 à 2 m., tout monté, avec des bornes et une poignée en bois : il est rare que la longueur de la canne achetée soit celle qui convient exactement à l'étude qu'on veut faire. Ainsi dans un four de verrerie, il sera utile de relever la température près du milieu du bassin, c'est-à-dire à 2,50 m. ; dans une chaudière, au fond du foyer dont la profondeur n'est pas moindre.

une erreur de lecture de 1 millimètre sur les volumes, et de 2 millimètres, soit 2 760 sur les hauteurs de mercure, et si l'on admet encore que les erreurs s'ajoutent, on a, pour le formène une erreur relative de 12 p. 100 et pour l'hydrogène une erreur maxima de 1 p. 100.



Le plus simple pour être prêt à toute éventualité est d'acheter une longueur de fils dépassant le maximum de distance à prévoir dans ses observations et des cylindres d'argile percés de deux canaux que les constructeurs (Carpentier) livrent tout prêts ou que l'on fabriquera soi-même avec une bonne pâte à mouler.

Ces cylindres d'argile contenant les fils du couple sont placés dans

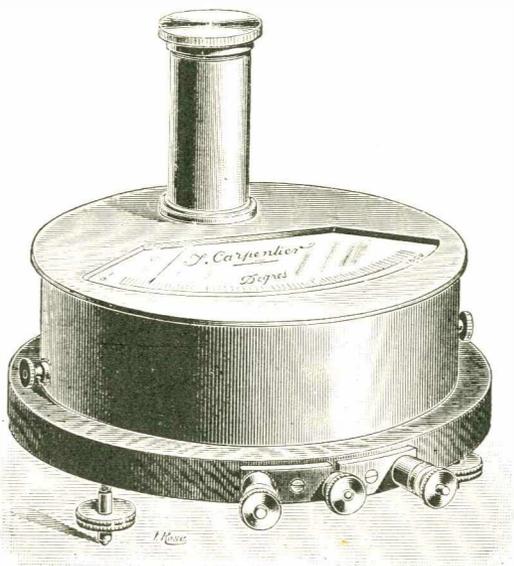


Fig. 16. — Galvanomètre J. Carpentier du pyromètre Le Chatelier.

un tube de fer que l'on prolonge par un manche, ou même dans une simple cornière.

Un autre détail embarrasse quelquefois l'expérimentateur, c'est la rupture de la soudure du couple. Toutes les précautions et la marche à suivre sont indiquées dans le livre de Le Chatelier et Boudouard pour pratiquer cette soudure, soit à l'or, soit par soudure autogène. Mais fréquemment un accident de rupture du couple se produit près du four, loin de tout moyen de réparation : il suffit alors d'enrouler les fils en spirale en les écrasant fortement l'un contre l'autre avec une pince plate pour reformer le couple. Nous avons opéré de la sorte un très grand nombre de fois, faisant toujours suivre cette réparation d'une graduation par le soufre (448°) qui est rapide, et nous n'avons jamais trouvé d'écarts dans les indications du pyromètre.



Le second point qui souvent arrête l'ingénieur dans l'emploi du pyromètre thermo-électrique est la mise au point du galvanomètre et de sa graduation. C'est pour parer à cette inconvénient que Siemens et Halske livrent des galvanomètres dans lesquels les indications en degrés centigrades sont portées sur l'échelle graduée à côté des déviations exprimées en unités électriques. Mais ceci ne

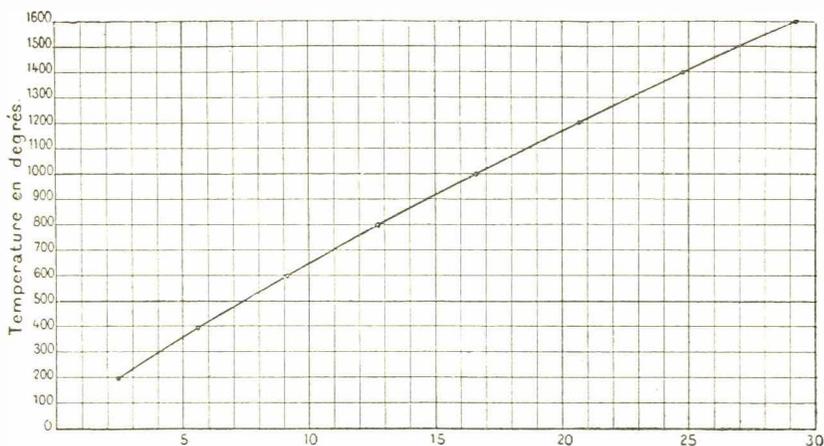


Fig. 17. — Force électromotrice développée par un couple platine-platine rhodié.

doit jamais dispenser d'une vérification et d'un repérage à une température suffisamment élevée, la vapeur de soufre. En réalité, le seul point important et sur lequel les constructeurs se sont tous mis d'accord est l'étalonnage préalable du couple indiquant les forces électromotrices en fonction des températures. C'est ainsi que procède M. Carpentier qui livre, en même temps qu'un couple, la courbe des forces électromotrices; nous préférons beaucoup cette méthode qui permet de se servir d'un galvanomètre quelconque en repérant deux points seulement, ébullition de l'eau et ébullition du soufre, et en relevant la déviation correspondant à la force électromotrice du couple pour cet écart de températures.

Pour achever de démontrer, si besoin est, le caractère pratique du pyromètre électrique, nous devons encore faire observer que dans la plupart des cas les corrections théoriques dues aux modifications de la résistance dans le couple par suite de son échauffement sont négligeables. Lorsque le couple a une certaine longueur et que la température à mesurer est très élevée, il semble que la résistance puisse subir un accroissement qui contrarie les indications du galvanomètre ;



mais il ne faut pas perdre de vue que les fils du couple sont dans des tubes en terre réfractaire isolants et que pendant les cinq secondes que nécessite une observation, l'échauffement est négligeable.

Pratiquement dans les nombreuses mesures que nous avons faites en verrerie, nous n'avons jamais relevé de différences de plus de 10° à 20° , pour des mesures de températures de $1\ 425^{\circ}$ à $1\ 450^{\circ}$.

Il est naturel et même nécessaire que dans un livre didactique toutes les causes d'erreur soient analysées et discutées, mais il est permis à un praticien de dire qu'avec un peu de soin et de réflexion on peut réduire ces causes d'erreur et ces corrections à si peu de chose que les lectures directes du galvanomètre donnent les températures vraies à 10 ou 20° près.

Le seul défaut du pyromètre électrique est son prix élevé en raison de la hausse exagérée du platine. Ce prix peut restreindre l'usage de cet appareil comme moyen de contrôle et de relevé quotidien tel que nous l'avons pratiqué longtemps : il ne doit jamais arrêter dans le cas d'une étude précise de four et de fixation de son bilan.

La limite d'usage du pyromètre électrique est la fusion du platine $1\ 780^{\circ}$. Il arrive également que la mesure est impossible au moyen d'un couple, lorsque pour une raison ou une autre le point dont on veut mesurer la température est inaccessible. Dans ce cas on peut se servir d'un pyromètre à radiation.

Nous signalons à ce sujet, le pyromètre Féry, de découverte assez récente et que nous avons vu expérimenter à la manufacture de Sèvres, comme pouvant rendre de grands services notamment en céramique et dans les aciéries.

2° Le pyromètre comme moyen de contrôle. — Lorsque l'on se sert des températures comme simple moyen de contrôle, il est rare que l'on ait besoin de mesurer les températures les plus élevées qui se produisent dans un four : ainsi dans une chaudière, la température dans la boîte à fumée est plus intéressante que celle du foyer ; dans un four à récupération la température au sommet des chambres permet mieux de surveiller un four que celle du laboratoire.

Aussi conseillons-nous, dans ce but, de choisir de préférence un point du four où la température soit assez basse pour qu'un appareil enregistreur puisse y être installé. A cet égard, nous croyons devoir signaler les thermomètres à tension de vapeurs saturées.

Nous pensons encore que les montres Seger, actuellement d'un usage courant en céramique, et que les maisons de produits chi-



miques vendent avec leur échelle de graduation, doivent être répandues le plus possible, parce qu'elles sont d'un usage facile et à la portée de tous.

Enfin, pour l'ingénieur qui n'arrive pas toujours à acquérir l'expérience visuelle de l'intensité lumineuse des fours, un pyromètre optique (Le Chatelier ou Mesuré et Nouël) sera, vis-à-vis de ses contremaîtres, un moyen de contrôle précieux.

§ 4. — CALCUL DE L'UTILISATION DE LA CHALEUR OU DU RENDEMENT DANS UN FOUR AU MOYEN DES TEMPÉRATURES DE RÉGIME ET DE COMBUSTION

Nous appelons *chaleur utilisée* dans un four, la quantité de chaleur qui est consommée dans le laboratoire, par opposition aux *chaleurs perdues* qui sont les calories dépensées hors du laboratoire, dans le foyer, dans les chambres de récupération, dans les carneaux ou entraînées par les fumées.

Pour compléter cette définition, il importe de limiter exactement le *laboratoire* et accessoirement les autres parties d'un four.

Le laboratoire est l'enceinte fermée où s'accomplit l'opération industrielle nécessitant un chauffage : il est limité d'un côté par la sortie du carneau ou des carneaux amenant les gaz de combustion, de l'autre par l'entrée du carneau servant à l'évacuation des fumées.

Dans un four sans récupération il y a outre le laboratoire, le foyer et la cheminée. Le foyer et le laboratoire sont généralement un peu confondus, à moins qu'il n'y ait comme dans certaines chaudières une *chambre de combustion* intermédiaire entre eux et les séparant. La cheminée est au contraire presque toujours bien distincte, et réunie au four par un *carneau d'évacuation des fumées* : il importe de bien remarquer que pour nous, et dans tous les calculs d'utilisation et de rendement, le commencement de la cheminée est le point de départ du carneau d'évacuation des fumées et non pas la base du tube vertical (cheminée proprement dite) servant à assurer le tirage. C'est en ce point c'est-à-dire à la sortie même du laboratoire que les températures doivent être mesurées et les prises de gaz effectuées pour faire des bilans de combustion exacts.

Dans des fours à récupération, il y a en plus des organes ci-dessus, laboratoire, foyer gazogène, cheminée et quelquefois chambre de combustion, un cinquième organe, le récupérateur, et souvent des carneaux assez longs réunissant le gazogène au laboratoire : ici



encore il est nécessaire de bien limiter les différents organes si l'on veut faire des bilans exacts, mais cette limitation est en général facile car tous ces organes sont séparés, surtout dans les fours Siemens, soit par des registres de réglage, soit par des valves d'inversion.

Nous conseillons même toutes les fois que cela est possible de multiplier ces registres de réglage qui rendent seuls l'ingénieur maître de la marche de son four.

Dans cette hypothèse : le *foyer gazogène* ou les gazogènes se terminent aux registres fermant chaque cuve de gazogène ; le *carneau d'amenée du gaz* va de ce registre à la valve ou à la cloche d'inversion ; les *récupérateurs à inversion* commencent ou finissent au clapet ou à la cloche d'inversion, et se terminent ou commencent aux lunettes d'arrivée ou d'échappement des gaz ou des fumées ; la *cheminée* commence à la valve ou à la cloche d'inversion et se termine au sommet du tube vertical d'évacuation des fumées.

Ce n'est qu'en précisant ainsi les limites des organes c'est-à-dire les points où il convient de mesurer les températures que l'on pourra préciser aussi les quantités de chaleur utilisée ou perdue et faire une étude diagnostique exacte d'un four.

La chaleur utilisée, telle que nous l'avons définie, c'est-à-dire dépensée dans le laboratoire, produit plusieurs effets distincts ; une partie sert à fournir la chaleur nécessaire à la réaction réalisée dans le laboratoire lorsqu'on est dans le quatrième cas de notre classification, celui de l'énergie chimique négative, qui est le plus fréquent ; une partie compense les pertes par conductibilité, une troisième partie fait face aux pertes par rayonnement.

Il est bien évident que l'on peut dans la pratique modifier les rapports entre ces trois facteurs de la chaleur utilisée, et agir soit sur le rayonnement soit sur la conductibilité d'un laboratoire : nous reviendrons sur ce point dans le chapitre suivant, à propos de l'économie dans les fours. Mais dans notre étude actuelle du rendement thermique d'un four et dans toutes les études de rendement thermique ou de combustion, nous devons supposer que nous avons affaire à un laboratoire donné, dont les dimensions, la forme, l'épaisseur des parois sont dictées par des considérations autres que celle du chauffage seul, dont la température de régime est fixée à l'avance, et dans ces conditions, pour un ingénieur chargé de conduire un appareil, la chaleur utilisée est bien telle que nous l'avons définie : ce sont les calories que l'on réussit à amener ou à ramener dans le



laboratoire, tandis que celles qui se dépensent au dehors sont évidemment perdues.

Si l'on désigne par Q la quantité de chaleur totale disponible dans un combustible, par U les calories consommées dans le laboratoire, par P celles qui se dépensent au dehors, on a évidemment, en raison du principe de la conservation de l'énergie.

$$Q = P + U$$

et la chaleur utilisée ou rendement thermique est

$$\text{Rendement} = \frac{U}{Q}.$$

Or si l'on limite exactement le laboratoire comme nous l'avons fait, la quantité totale de chaleur apportée soit sous forme de chaleur de combustion, soit sous forme de chaleur sensible récupérée ou non, est constituée par l'énergie calorifique des gaz à leur admission, et toute la chaleur emportée est constituée par l'énergie calorifique (chaleur sensible) emportée par les fumées. La différence entre ces deux quantités d'énergie est la chaleur cédée au laboratoire. Il suffit donc de faire ce bilan pour arriver à connaître le rendement c'est-à-dire l'utilisation plus ou moins bonne du combustible.

C'est ici qu'interviennent les températures de régime et de combustion ; c'est ici qu'entrent en jeu les analyses des gaz et des fumées, les chaleurs latentes et sensibles, les températures initiales et finales.

En effet, d'après le principe de l'état initial et de l'état final, on peut admettre que dans un laboratoire la combustion se fait d'abord instantanément, dans des conditions athermanes, sans aucun échange avec le laboratoire, puis que les gaz de combustion se refroidissent graduellement jusqu'à la température de régime en cédant leurs calories à l'enceinte à chauffer avant de s'échapper par la cheminée. Ceci démontre, que *la chaleur cédée au laboratoire est la chaleur de refroidissement des gaz résultant de la combustion, de la température de combustion à la température de régime* ou encore la chaleur d'échauffement des fumées de la température de régime à la température de combustion.

Or nous avons indiqué la méthode de calcul des températures de combustion : la température de régime est une donnée expérimentale facile à mesurer ou pratiquement connue : nous connaissons également la méthode d'analyse des fumées et le moyen (par le



dosage du carbone) de rapporter ces fumées au combustible gazeux ou solide. Il suffit donc pour avoir le rendement thermique, de tracer la courbe des chaleurs d'échauffement des fumées, de chercher son intersection avec les deux droites qui correspondent aux températures de régime et de combustion; la différence entre les deux ordonnées ainsi fixées représente la chaleur dépensée dans le laboratoire; son rapport à la quantité de chaleur totale disponible donne le rendement thermique de l'appareil de chauffage.

Nous donnerons ici à titre d'exemple de calcul, l'étude des fours à chauffage direct sans gazogènes laissant au chapitre suivant, et par une méthode différente, celle des fours à gaz à récupération.

Les fours à chauffage direct donnent en effet l'état de la question du rendement des fours avant les progrès récents du chauffage: l'étude des fours à gaz nous donnera la mesure de l'économie réalisée par les nouvelles méthodes et en particulier par la récupération.

Mais avant de passer à ces exemples concrets remarquons que la définition que nous avons donnée du rendement et la formule par laquelle elle s'exprime comportent quelques enseignements.

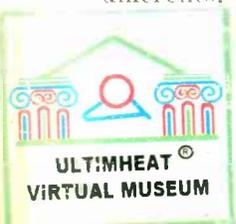
$$\text{Rendement} = \frac{U}{Q} = \frac{f(T_c - T_R)}{Q}$$

T_R = température de régime.

T_c = température de combustion.

Le fait que le rendement thermique dans les fours est exprimé par une fraction dont le dénominateur est la chaleur totale disponible, et le numérateur une fonction de la différence entre la température de régime et la température de combustion, montre d'abord l'intérêt que l'on a en général à augmenter la température de combustion: toute augmentation de cette température correspond en effet à un accroissement du nombre de calories cédées par une même masse gazeuse, c'est-à-dire pour un même poids de combustible brûlé; nous trouvons là la démonstration de l'utilité de la récupération.

Il est en second lieu évident que plus la température de régime sera élevée, plus sera nécessaire et efficace cette augmentation de la température de combustion: c'est une vérité évidente dont on n'a pas toujours assez tenu compte, par exemple lorsqu'on a cherché à appliquer les mêmes solutions à des problèmes de chauffage très différents, comme la métallurgie de l'acier à 1800°, celle du cuivre à



1050°, la verrerie à 1450°, et même des chaudières à vapeur à 250° ou 350°. Dans les industries à hautes températures il y a un intérêt énorme à augmenter la température de combustion par un moyen quelconque et en particulier par la régénération de Siemens; dans les foyers à basses températures et en particulier dans les chaudières, la très haute température des gaz chauffants est plutôt nuisible parce qu'elle provoque une usure inutile des chaudières, et la récupération est à peu près inutile⁴.

C'est ce que l'étude numérique des foyers à chauffage direct va nous permettre de démontrer et de préciser.

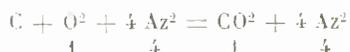
⁴ Sauf dans les chaudières de centrales électriques aux heures de pointes.



B. — ÉTUDE DES FOURS PAR LES TEMPÉRATURES

§ 1. — ÉTUDE GÉNÉRALE DES FOURS A CHAUFFAGE DIRECT

On appelle fours à chauffage direct ou fours à grille, les appareils de chauffage dans lesquels la combustion se fait en un temps. Le charbon est transformé immédiatement en acide carbonique par l'air, et les réactions de combustion se réduisent à une seule



dégageant 97,6 calories pour une molécule (12 grammes) de charbon brûlé.

Il n'y a pas, dans ce cas, à se préoccuper de la vapeur d'eau : on rencontre bien des générateurs à grille fermée dans lesquels le tirage est activé par un injecteur de vapeur ; quelquefois aussi, dans les fours à température élevée, les fondeurs ont l'habitude de mouiller le charbon ou de jeter de l'eau sur la grille, prétendant ainsi mieux conduire leur feu ; mais, quelle que soit la raison d'être de cette pratique, l'eau n'est pas décomposée dans un four à chauffage direct et n'intervient pas dans la combustion.

Le corps à chauffer est placé directement sous la flamme de la houille, et souvent en contact avec elle, de façon à en utiliser le mieux possible la chaleur ; puis les produits de combustion se rendent à la cheminée, emportant toutes les calories disponibles en deçà de la température de régime du four.

Pour que la combustion se fasse bien, il faut toujours un excès d'air, et comme l'air est généralement admis librement sous la grille, réglable seulement par la façon dont est conduit le feu, l'excès d'air est parfois considérable.

Malgré cela, il est rare que le combustible soit entièrement brûlé ; les fumées noires, à peu près inévitables, indiquent qu'une abondante poussière de charbon est soustraite à la combustion.

Ces différentes conditions de marche : perte par les fumées,

