

sulfhydrique, au contact du sesquioxyde de fer, donne de l'eau et du sulfure de fer, tandis que l'acide carbonique donne du carbonate de chaux.

Quand les matières épurantes cessent d'agir, on les lessive avec de l'eau, qui dissout le sulfate d'ammoniaque, et on abandonne à l'air le résidu : le sulfate de fer repasse à l'état de sesquioxyde, qu'on fait servir ainsi plusieurs fois.

Les gaz pénètrent ensuite dans le gazomètre, où ils s'accumulent, puis sont envoyés de là dans les conduits de distribution.

La composition moyenne du gaz est assez variable. Voici, pour exemple, la composition d'un gaz provenant d'une usine anglaise, et analysé par M. Bunsen :

Hydrogène sulfuré.....	0,29
Azote.....	2,40
Acide carbonique.....	3,67
Oxyde de carbone.....	6,64
Hydrogène.....	45,58
Gaz des marais (C ² H ⁴).....	34,96
Carbures divers.....	6,46
	<hr/>
	100,00

Applications. — Le gaz produit par la distillation de la houille est utilisé pour l'éclairage et pour le chauffage; il est employé dans l'industrie pour faire les soudures, pour travailler le verre; il remplace généralement l'hydrogène dans le chalumeau à gaz. Enfin la force expansive considérable qui se développe lorsqu'on enflamme un mélange en proportions convenables d'air et de gaz de l'éclairage, a été utilisée comme force motrice dans certaines machines, dites machines à gaz (système Hugon, système Lenoir). Dans ces dernières, l'inflammation du mélange détonant est déterminée par des étincelles d'induction, fournies par une bobine de Ruhmkorff, jaillissant tantôt d'un côté du piston, tantôt de l'autre. La vapeur d'eau et l'acide carbonique produits, l'azote de l'air et l'air qui n'a pas été brûlé, portés à une température élevée par suite de la combustion du gaz, chassent le piston; ce sont donc, en partie au moins, des machines à gaz dilaté.

COMBINAISONS DU CARBONE AVEC LE CHLORE.

Le chlore et le carbone ne peuvent s'unir directement, mais on est parvenu à obtenir plusieurs chlorures de carbone par des moyens indirects, et particulièrement en faisant agir le chlore sur certains composés du carbone.

La composition des chlorures de carbone peut être représentée par les formules suivantes :

Sous-chlorure de carbone.....	C ² Cl ² ;
Protochlorure de carbone.....	C ² Cl ⁴ ;

Sesquichlorure de carbone.....	C ² Cl ⁶ ;
Bichlorure de carbone.....	C ² Cl ⁴ ;

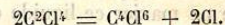
Le bichlorure de carbone a été découvert en 1839 par M. Regnault, en faisant passer du chlore sec dans du chloroforme exposé au soleil et légèrement chauffé :



On peut encore l'obtenir en faisant réagir au rouge le chlore sur le sulfure de carbone.

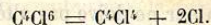
C'est un liquide incolore, d'une odeur étherée, insoluble dans l'eau, soluble dans l'alcool et l'éther, bouillant à 79°.

Chauffé au rouge dans un tube de porcelaine, il se décompose en chlore et sesquichlorure de carbone :



Ce sesquichlorure, qu'on peut encore préparer en faisant passer un courant de chlore dans la liqueur des Hollandais à la température de l'ébullition, est un corps solide, cristallisant en prismes droits à base rhombe, ayant une odeur qui rappelle celle du camphre, fondant à 160°, et se volatilisant à 182°.

Chauffé au rouge vif dans un tube de porcelaine, il se dédouble en chlore et protochlorure de carbone :



Le liquide ainsi obtenu se décompose lui-même au rouge en chlore et en sous-chlorure de carbone.

Sulfure de carbone. CS².

Équiv. en poids = 38. Équiv. en vol. = 2 vol.

Cette combinaison de soufre et de carbone correspond par sa composition à l'acide carbonique. Elle a été découverte en 1796 par Lampadius.

Le sulfure de carbone est liquide, incolore, doué d'un pouvoir réfringent considérable. Il est très-dilatable; sa densité à 0° est 1,293; sa fluidité est comparable à celle de l'éther; on l'a nommé pendant longtemps *alcool de soufre*.

Son odeur fétide et caractéristique rappelle celle de l'acide sulfhydrique; l'eau ne le dissout pas d'une manière sensible, mais l'alcool et l'éther le dissolvent en toutes proportions.

Le sulfure de carbone, soumis à un froid très-vif, ne se solidifie pas : aussi l'emploie-t-on quelquefois comme liqueur thermométrique pour mesurer les basses températures.

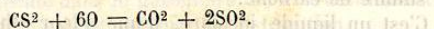
Il bout à 45°. La densité de sa vapeur est 2,645, et correspond à 2 volumes.

Il se vaporise très-rapidement à l'air, en produisant un grand abaissement de température; en opérant dans le vide, le sulfure

de carbone peut produire un froid de -60° ; on peut ainsi congeler le mercure.

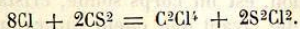
Lorsqu'on filtre du sulfure de carbone au contact de l'air humide, il se forme sur le filtre des efflorescences cristallines qui sont produites par un hydrate de sulfure de carbone $2CS^2 + 3HO$. On a signalé encore deux autres hydrates définis $2CS^2 + 2HO$ et $2CS^2 + HO$.

Le sulfure de carbone est très-inflammable; il brûle au contact de l'air avec une flamme bleue, en donnant de l'acide carbonique et de l'acide sulfureux :



Si l'on introduit une petite quantité de sulfure de carbone dans un flacon rempli d'air ou d'oxygène, il s'y réduit en vapeur, et le mélange détone fortement à l'approche d'un corps enflammé. Aussi faut-il avoir le soin de ne manier ce liquide et de ne le transvaser que loin de toute flamme.

Le chlore en agissant sur le sulfure de carbone au rouge sombre donne du chlorure de carbone et du chlorure de soufre :



La flamme bleue et l'odeur d'acide sulfureux que produit le sulfure de carbone en brûlant servent à le distinguer des autres corps liquides inflammables.

On conçoit que la chaleur ne doit pas altérer le sulfure de carbone, puisque son mode de préparation consiste à mettre en présence, à une haute température, le soufre et le carbone.

Plusieurs métaux chauffés au rouge décomposent le sulfure de carbone, s'emparent du soufre pour former des sulfures, et mettent le carbone en liberté. C'est, comme on le voit, un agent de sulfuration énergique. En faisant passer des vapeurs de sulfure de carbone sur des oxydes métalliques chauffés au rouge, ceux-ci sont transformés en sulfures, en même temps il se dégage de l'oxyde de carbone ou de l'acide carbonique.

Le soufre est soluble dans le sulfure de carbone et s'en dépose par une évaporation lente sous la forme de cristaux transparents semblables à ceux du soufre natif qu'on trouve dans les solfatares.

Le phosphore et l'iode se dissolvent facilement dans le sulfure de carbone; il suffit d'une partie de ce liquide pour en dissoudre 20 de phosphore : lorsque cette dissolution s'évapore sur une feuille de papier, elle laisse le phosphore dans un grand état de division; ce corps s'enflamme alors spontanément, et détermine ensuite l'inflammation du papier : cette dissolution ne doit donc être maniée qu'avec beaucoup de précaution.

Le sulfure de carbone dissout aussi le caoutchouc et les matières grasses.

Le sulfure de carbone peut être comparé à l'acide carbonique,

dans lequel les 2 équivalents d'oxygène sont remplacés par 2 équivalents de soufre. Cette analogie n'existe pas seulement dans la composition, elle se montre également dans les propriétés : il se combine, en effet, avec les sulfures alcalins, et forme ainsi des *sulfosels* ayant pour formule générale MS, CS^2 et correspondant aux carbonates MO, CO^2 . Aussi le sulfure de carbone est-il quelquefois appelé *acide sulfocarbonique*.

Les vapeurs de sulfure de carbone paraissent exercer une influence nuisible sur la santé. Les petits animaux, les insectes, sont rapidement tués par ces vapeurs. Aussi M. Doyère a-t-il conseillé l'emploi du sulfure de carbone pour détruire les charançons et autres insectes qui font de si grands ravages dans les magasins où l'on conserve le blé.

Analyse. — On détermine la composition du sulfure de carbone en brûlant, avec du chromate de plomb, un poids connu de ce corps dans un tube à analyse organique auquel est adapté un appareil à potasse de Liebig.

Le soufre est oxydé par l'oxygène du chromate et forme du sulfate de plomb, tandis que le carbone se transforme en acide carbonique qui vient se condenser dans le tube à boules de Liebig; en pesant ce tube avant et après la combustion, la différence du poids donne la quantité d'acide carbonique produit, et par suite la quantité de carbone contenue dans le sulfure de carbone.

Le soufre est dosé dans une seconde expérience.

On soumet un poids connu de sulfure de carbone à l'action d'un mélange alcalin oxydant, par exemple d'un mélange de carbonate et de chlorate de potasse : on transforme ainsi le soufre en un sulfate soluble qu'on précipite à l'état de sulfate de baryte; le poids de ce sel, dont la composition est connue, donne la proportion du soufre.

On trouve ainsi que 100 parties de sulfure de carbone contiennent :

Carbone.....	15,78
Soufre.....	84,22
	100,00

Ces nombres sont exactement entre eux dans le rapport de 1 équivalent de carbone à 2 équivalents de soufre.

La quantité de sulfure de carbone qui se combine avec 1 équivalent de monosulfure de potassium est 38.

Ce nombre se compose de $32 = 2$ équivalents de soufre, et de $6 = 1$ équivalent de carbone : la formule du sulfure de carbone est donc CS^2 ; elle représente un équivalent de ce corps.

Un équivalent de carbone correspond à 1 volume de vapeur de carbone, dont le poids est 0,829; 2 équivalents de soufre sont re-

du brôme et de l'iode. Le cyanogène peut, comme ces derniers corps, former avec l'hydrogène un hydracide dont l'équivalent est représenté par 4 volumes.

Il s'unit aussi à l'oxygène, et produit des oxacides qui peuvent de même être comparés aux oxacides formés par le chlore, le brôme et l'iode. Semblable aux métalloïdes, il se combine directement avec certains métaux, et donne naissance à des cyanures métalliques.

On constate une telle analogie entre les combinaisons de cyanogène et celles des métalloïdes, qu'on aurait pu le confondre avec un véritable corps simple, si son mode de formation et sa décomposition dans quelques circonstances n'avaient fait connaître sa vraie nature.

Son nom est tiré de deux mots grecs (κυανός, bleu; γεννάω, j'engendre), parce qu'il entre dans la composition du bleu de Prusse.

Propriétés. — Le cyanogène est un gaz incolore, d'une odeur pénétrante et caractéristique; il affecte vivement les yeux. Sa densité est 1,8064.

Le cyanogène se liquéfie à la température ordinaire, sous une pression d'environ 4 atmosphères, et produit un liquide incolore dont la densité est 0,9. Pour liquéfier facilement le cyanogène, on introduit quelques grammes de cyanure de mercure bien desséché dans une des branches d'un petit tube courbé qu'on ferme à la lampe aux deux extrémités. On chauffe légèrement avec une lampe à alcool la partie du tube où l'on a mis le cyanure, et l'on refroidit l'autre dans un mélange de sel marin et de glace. Au bout de quelques instants, le cyanogène se liquéfie dans la partie froide du tube.

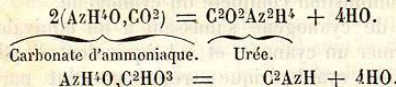
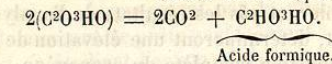
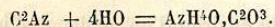
M. Bussy a obtenu le cyanogène à l'état solide en le soumettant à la double influence d'une pression considérable et d'un abaissement de température. Le froid produit par le mélange d'acide carbonique solide et d'éther détermine la solidification du cyanogène sous la pression ordinaire.

Une série d'étincelles le décomposent incomplètement; d'après Davy, le volume reste le même, et il se dépose du charbon sur les parois du vase.

L'eau dissout environ quatre fois son volume de cyanogène; l'alcool en peut absorber jusqu'à vingt-cinq fois son volume.

La dissolution aqueuse de cyanogène s'altère rapidement sous l'influence de la lumière: elle laisse déposer un corps noir, dont la composition peut être représentée par du cyanogène et de l'eau: la liqueur contient du carbonate, du cyanhydrate, de l'oxalate, du formiate d'ammoniaque et de l'urée (Richardson et Pelouze).

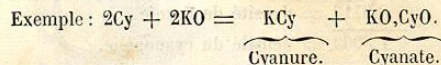
Les formules suivantes expriment la formation de ces corps :



Le cyanogène est combustible et brûle avec une flamme pourpre en produisant de l'acide carbonique et de l'azote. Cette propriété et l'odeur piquante du cyanogène sont caractéristiques et n'appartiennent à aucun autre gaz.

Un mélange de cyanogène et d'oxygène s'enflamme avec détonation sous l'influence de la chaleur ou de l'étincelle électrique. Le mélange gazeux résultant de cette décomposition est formé d'azote et d'acide carbonique, par conséquent il précipite l'eau de chaux.

Les dissolutions alcalines absorbent rapidement le cyanogène et produisent un mélange de cyanures et de cyanates alcalins.



Le cyanogène s'unit directement au potassium et au sodium, comme le chlore et l'iode. Il suffit d'une faible élévation de température pour que cette combinaison se produise. Les autres cyanures métalliques ne se forment, en général, que par double échange, en versant du cyanure de potassium dans une dissolution saline qui contient le métal qu'on veut unir au cyanogène.

Analyse. — On introduit dans l'eudiomètre à mercure 100 volumes de cyanogène et 300 volumes d'oxygène, total: 400 vol. Après le passage de l'étincelle, le volume de gaz ne varie pas. En agitant ce gaz avec de la potasse, il y a absorption de 200 volumes d'acide carbonique; donc, 100 vol. de cyanogène contiennent 100 vol. de vapeur de carbone. Si on agite les 200 vol. restant avec du pyrogallate de potasse, il y a absorption de 100 vol., et il reste 100 vol. d'azote. Donc 100 vol. de cyanogène contiennent 100 vol. d'azote.

Ainsi 1 volume de cyanogène est formé de 1 vol. de vapeur de carbone et de 1 vol. d'azote.

En faisant détoner dans l'eudiomètre le gaz cyanogène avec de l'oxygène, comme nous l'avons indiqué, la combustion se ferait d'une manière incomplète, il se formerait toujours un peu d'acide azotique. Pour éviter cette cause d'erreur, on ajoute aux gaz pré-

cédents leur volume environ d'un mélange d'hydrogène et d'oxygène, provenant de la décomposition de l'eau, et qui, brûlant sans résidu, ne troubleront pas les résultats de l'analyse. Mais ces gaz, en se combinant, détermineront une élévation de température qui facilitera la combustion complète du cyanogène.

2 volumes de cyanogène s'unissant à un équivalent de potassium pour former un cyanure, et à 1 équivalent d'hydrogène pour produire l'acide cyanhydrique, représenteront par conséquent 1 équivalent de cyanogène. Nous avons déjà vu que les équivalents du chlore, du brome et de l'iode correspondent aussi à 2 volumes. Sous ce rapport, le cyanogène se rapproche encore de ces métalloïdes.

La formule C^2Az représente 2 volumes ou 1 équivalent de cyanogène : son symbole est Cy. L'équivalent du cyanogène pèse

$$2C = 12$$

$$Az = 14$$

$$C^2Az \text{ ou } Cy = 26$$

Cette composition peut être vérifiée par le calcul :

$$0,829 = \text{densité de la vapeur de carbone.}$$

$$0,9713 = \text{densité de l'azote.}$$

$$1,8003 = \text{densité du cyanogène.}$$

Ainsi le poids d'un volume de vapeur de carbone, augmenté du poids d'un volume d'azote, représente sensiblement le poids d'un volume de cyanogène.

La composition du cyanogène peut encore être déduite de la combustion de ce gaz ou de celle du cyanure d'argent par l'oxyde de cuivre; la combustion du cyanure d'argent s'exécute dans l'appareil qui sert à analyser les substances organiques azotées. On trouve ainsi que le cyanogène ne produit pas la plus légère trace d'eau, et que les seuls produits de sa combustion sont de l'acide carbonique et de l'azote; les volumes de ces deux gaz sont dans le rapport de 2 à 1, qu'on avait déjà trouvé par l'analyse eudiométrique.

Préparation. — Les cas de formation du cyanogène sont nombreux :

1° Le cyanogène prend naissance toutes les fois qu'on calcine une matière organique azotée avec un carbonate alcalin, et particulièrement avec le carbonate de potasse;

2° Lorsqu'on chauffe des matières azotées avec du potassium (M. Lassaigne);

3° Par l'action directe de l'azote ou de l'air atmosphérique sur un mélange de charbon et de potasse (M. Desfosse);

4° Par l'action de l'ammoniaque sur le charbon (Scheele, Clouet et M. Langlois).

Dans ces diverses circonstances, le cyanogène formé reste à l'état de combinaison. Pour l'obtenir isolé, il faut le retirer de certains cyanures qui se décomposent par la chaleur.

Le cyanure de mercure se prête parfaitement à la préparation du cyanogène; c'est en étudiant l'action de la chaleur sur ce composé que Gay-Lussac a découvert le cyanogène. Pour que ce gaz soit pur, on doit dessécher avec le plus grand soin le cyanure de mercure, et éviter qu'il ne contienne de l'oxyde de mercure. Lorsque le cyanure est humide, le cyanogène est toujours accompagné de carbonate et de cyanhydrate d'ammoniaque; si le cyanure contient de l'oxyde de mercure, le cyanogène se trouve mêlé d'azote et d'acide carbonique.

L'opération se fait dans une petite cornue de verre à laquelle est adapté un tube qui se rend sous une éprouvette placée sur la

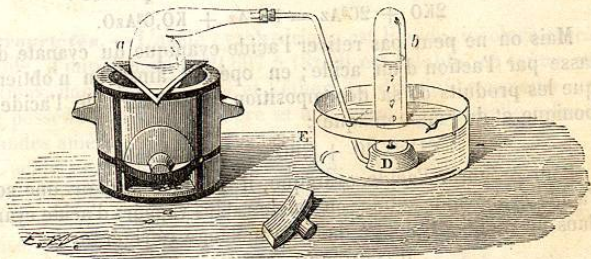
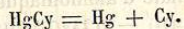


Fig. 113.

cuve à mercure; le cyanogène est trop soluble pour qu'on le recueille sur l'eau (fig. 113).

A une température d'environ 300° , le cyanure de mercure se dédouble en mercure et en cyanogène :



Il se forme toujours dans cette décomposition une petite quantité d'une matière brune, pulvérulente, que l'on a prise pendant longtemps pour du charbon, mais qui présente, comme l'a observé le premier M. Johnston, la même composition que le cyanogène. Cette matière est appelée *paracyanogène*.

Dans la décomposition du cyanure de mercure par la chaleur, la quantité de paracyanogène qui se forme est d'autant plus grande que la température à laquelle on opère est plus basse.

Quand on soumet le paracyanogène à l'action de la chaleur en vase clos, il se transforme partiellement en cyanogène, jusqu'à ce que la tension de ce gaz atteigne une certaine limite, variable avec la température. Réciproquement, le cyanogène chauffé en vase clos

et soumis à une forte pression, produit une certaine quantité de paracyanogène, de manière que le gaz restant ne soit plus soumis qu'à la tension limite, dont nous venons de parler.

La transformation isomérique du paracyanogène en cyanogène, étudiée par MM. Troost et Hautefeuille, est donc un phénomène tout à fait comparable à la dissociation.

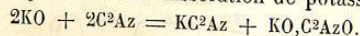
COMBINAISONS DU CYANOGENÈ AVEC L'OXYGENÈ.

Le cyanogène produit, en se combinant avec l'oxygène, deux acides qui présentent, en centièmes, la même composition, et qui ne diffèrent entre eux que par leurs équivalents :

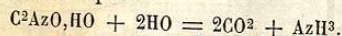
Acide cyanique, CyO, HO . *Cyanates* MO, CyO .

Acide cyanurique, $(CyO)^3, 3HO$. *Cyanurates* $(MO)^3, (CyO)^3$.

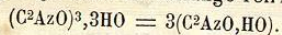
L'*acide cyanique* prend naissance, comme nous l'avons vu, par l'action du cyanogène sur une dissolution de potasse :



Mais on ne peut pas retirer l'acide cyanique du cyanate de potasse par l'action d'un acide; en opérant ainsi, on n'obtiendrait que les produits de sa décomposition, c'est-à-dire de l'acide carbonique et de l'ammoniaque :

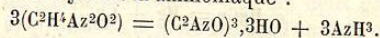


Pour préparer l'acide cyanique, il faut distiller dans une cornue l'acide cyanurique solide; on condense les vapeurs d'acide cyanique dans un récipient plongé dans un mélange réfrigérant :



Cet acide n'est connu qu'à l'état d'hydrate; c'est un liquide incolore; il n'est stable qu'aux températures inférieures à 0°. A la température ambiante, il se transforme en acide cyanurique solide ou *cyamélide*, avec dégagement de chaleur et de lumière.

L'*acide cyanurique* s'obtient en décomposant par la chaleur l'urée, isomère du cyanate d'ammoniaque :



On chauffe tant que l'ammoniaque se dégage, l'acide cyanurique reste comme résidu.

C'est un acide tribasique, soluble dans l'eau, et pouvant cristalliser avec 4 équivalents d'eau. Il peut perdre une partie de cette eau dans le vide sec, mais il conserve ses 3 équivalents d'eau basique.

Lorsqu'on cherche à le distiller dans une cornue, on recueille de l'acide cyanique.

COMBINAISON DU CYANOGENÈ AVEC L'HYDROGENÈ.

Le cyanogène, de même que le chlore, ne se combine avec l'hy-

drogène qu'en une seule proportion, et forme l'hydracide connu sous les noms d'*acide cyanhydrique*, *hydrocyanique* ou *prussique*.

Acide cyanhydrique. HCy ou C^2AzH .

Équiv. en poids = 27. Équiv. en vol. = 4 vol.

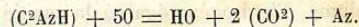
Historique. — L'acide cyanhydrique a été découvert en 1782 par Scheele, qui le retira du bleu de Prusse, d'où le nom d'acide prussique sous lequel on l'a connu pendant longtemps. Sa composition exacte a été établie en 1815 par Gay-Lussac, qui le premier l'a obtenu à l'état de pureté.

Les prêtres d'Égypte paraissent s'être servis de cet acide pour empoisonner les initiés qui trahissaient leurs secrets. Ils auraient constaté et utilisé les propriétés toxiques que présente le liquide obtenu en distillant avec de l'eau les fleurs du pêcher et du laurier-cerise.

Propriétés. — L'acide cyanhydrique est liquide, incolore et très-mobile, d'une densité de 0,697 à 18°. Il est soluble, en toutes proportions, dans l'eau, l'alcool et l'éther. Sa dissolution aqueuse étendue possède une saveur amère et une odeur qui rappelle celle des amandes amères.

L'acide cyanhydrique bout à 26°,5. Sa densité de vapeur est 0,967. Un froid de — 15° le solidifie. Quand on accélère l'évaporation de l'acide cyanhydrique liquide, une partie se solidifie et cristallise.

L'acide cyanhydrique est inflammable et brûle à la manière de l'alcool avec une flamme rouge-pourpre en se transformant en eau et en un mélange gazeux de 2 volumes d'acide carbonique et de 1 d'azote :

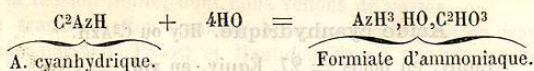


Abandonné à lui-même dans un flacon ouvert ou fermé, l'acide cyanhydrique éprouve généralement une décomposition spontanée, se colore en noir et se change en une masse solide dont la nature n'a pas été déterminée exactement. Cependant il semble pouvoir se conserver sans altération lorsqu'il est parfaitement pur.

Sous l'influence de la radiation solaire, le chlore s'empare de l'hydrogène de l'acide cyanhydrique, et forme du chlorure de cyanogène solide. Le brome agit de même.

Action des acides. — L'acide chlorhydrique en dissolution dans l'eau décompose l'acide cyanhydrique; lorsqu'on mêle ces deux acides, on observe une élévation considérable de température, et au bout de quelques heures on trouve dans la liqueur des cristaux de chlorhydrate d'ammoniaque. Cette décomposition s'accélère surtout lorsqu'on chauffe légèrement le mélange; l'acide cyanhy-

drique, en présence de l'eau que contient l'acide chlorhydrique, se dédouble en ammoniaque et en acide formique :



On peut réaliser une réaction inverse de la précédente : vers 200°, le formiate d'ammoniaque se décompose en eau et en acide cyanhydrique : $AzH^3, HO, C^2HO^3 = C^2AzH + 4HO$.

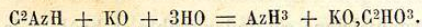
La transformation facile de l'acide cyanhydrique en ammoniaque et en acide formique fait comprendre pourquoi l'on n'obtient souvent que de petites quantités d'acide cyanhydrique lorsqu'on traite le cyanure de mercure par un excès considérable d'acide chlorhydrique. On conçoit même qu'il puisse arriver que l'acide chlorhydrique et le cyanure de mercure, en réagissant l'un sur l'autre, produisent seulement de l'acide formique et du chlorure double de mercure et d'ammoniaque, sans former d'acide cyanhydrique (Pelouze).

L'acide cyanhydrique se combine à basse température avec les acides chlorhydrique, bromhydrique et iodhydrique gazeux (MM. Gal et Gautier).

Action des bases. — Les bases s'unissent à l'acide cyanhydrique en donnant naissance à un cyanure et à de l'eau :



Au contact d'un excès de base, il peut donner de l'ammoniaque et de l'acide formique qui se combine à la base :



Action des métaux. — L'acide cyanhydrique se comporte avec les métaux comme l'acide chlorhydrique. Quand on le chauffe avec du potassium ou un autre métal alcalin, on obtient un cyanure alcalin, et un volume d'hydrogène égal à la moitié du volume de l'acide consommé.

L'acide cyanhydrique est un des poisons les plus actifs et les plus subtils que l'on connaisse. Il suffit d'une petite quantité de vapeur de cet acide mélangé à l'air respiré, pour occasionner des étourdissements et des serremments de tempes caractéristiques. Une seule goutte de l'acide anhydre, mise sur la langue d'un chien, le fait périr presque immédiatement. Étendu d'eau, il produit des accès de tétanos, et un ralentissement des mouvements du cœur. Les contre-poisons de l'acide cyanhydrique sont le chlore et l'ammoniaque ; il est rare toutefois que ces deux réactifs puissent être administrés assez promptement pour paralyser l'action si rapide de l'acide cyanhydrique sur l'économie animale, d'autant plus que le chlorure de cyanogène et le cyanhydrate d'ammoniaque sont eux-mêmes des poisons.

L'acide cyanhydrique se reconnaît aux caractères suivants :

Versé dans la solution d'un sel d'argent, il donne un précipité de cyanure d'argent, insoluble dans l'acide azotique, mais soluble dans l'ammoniaque, l'hyposulfite de soude et le cyanure de potassium.

Lorsque dans une liqueur contenant de l'acide cyanhydrique on verse de la potasse en excès, puis un mélange de sulfate de protoxyde et de sulfate de sesquioxyde de fer, on obtient un précipité de bleu de Prusse, mêlé d'oxyde de fer hydraté ; en ajoutant de l'acide chlorhydrique en excès, l'oxyde de fer se dissout, il ne reste que le précipité bleu.

Composition. — Lorsqu'on chauffe du potassium dans une cloche qui contient de l'acide cyanhydrique gazeux, on reconnaît que ce métal se combine avec le cyanogène contenu dans l'acide cyanhydrique pour former du cyanure de potassium, et que le volume diminue de moitié ; le résidu est de l'hydrogène pur.

Si l'on ajoute à la demi-densité de l'hydrogène la demi-densité du cyanogène, on obtient un nombre qui représente sensiblement la densité de vapeur de l'acide cyanhydrique :

0,0346 demi-densité de l'hydrogène ;

0,9043 demi-densité du cyanogène ;

0,9389 densité de la vapeur d'acide cyanhydrique.

Donc un volume d'acide cyanhydrique est formé d'un 1/2 volume d'hydrogène et d'un 1/2 volume de cyanogène ; comme la quantité d'acide cyanhydrique qui se combine avec 1 équivalent de base correspond à 4 volumes, l'équivalent de l'acide cyanhydrique est HCy. La composition de l'acide cyanhydrique est donc entièrement semblable à celle de l'acide chlorhydrique.

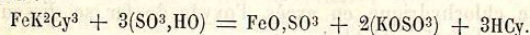
On détermine la proportion de carbone, d'hydrogène et d'azote, que contient l'acide cyanhydrique, en décomposant cet acide par les méthodes employées pour l'analyse des substances organiques azotées.

Préparation. — L'acide cyanhydrique existe dans l'eau que l'on a distillée avec les feuilles et les fleurs du pêcher, du laurier-cerise, etc. ; l'essence d'amandes amères en contient une petite quantité. Le kirsch, l'eau de noyaux, lui doivent leur saveur et leur arôme.

On produit ordinairement l'acide cyanhydrique en décomposant un cyanure par un oxacide hydraté, ou par un hydracide.

Lorsqu'on se propose de préparer de l'acide cyanhydrique étendu, on traite par l'acide sulfhydrique une dissolution de cyanure de mercure : $HgCy + HS = HgS + HCy$. L'excès d'acide sulfhydrique est enlevé au moyen du carbonate de plomb, qui forme du sulfure de plomb insoluble.

Ce procédé permet de calculer avec précision le degré de concentration de l'acide cyanhydrique, et sert quelquefois à préparer l'*acide prussique médicinal*; mais le plus souvent on l'obtient en distillant un mélange de 18 parties de cyanoferrure de potassium, 9 parties d'acide sulfurique et 12 parties d'eau. On étend d'abord d'eau l'acide sulfurique, puis quand cet acide est refroidi, on ajoute le cyanure pulvérisé; on laisse les matières digérer pendant 12 heures, puis on distille. La formule de la réaction est la suivante :



L'acide cyanhydrique anhydre s'obtient en décomposant le cyanure de mercure par l'acide chlorhydrique fumant ou légèrement étendu d'eau; il se forme de l'acide cyanhydrique et du chlorure de mercure : $\text{HgCy} + \text{HCl} = \text{HgCl} + \text{HCy}$.

On introduit dans un ballon de verre A (*fig.* 114) 100 grammes

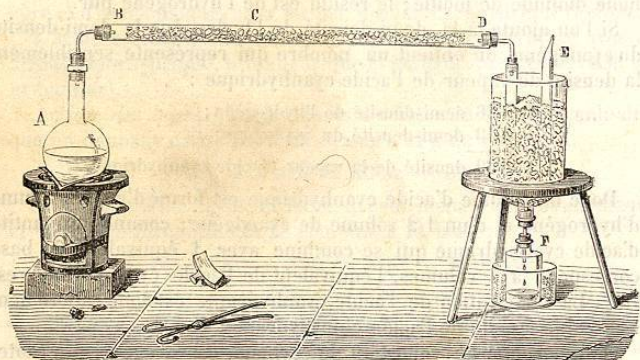


Fig. 114.

environ de cyanure de mercure et 65 grammes d'acide chlorhydrique fumant.

Le ballon communique, au moyen d'un tube à angle droit, avec un large tube de verre, qui contient de B en C du marbre, et de C en D du chlorure de calcium.

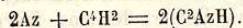
Le marbre, sur lequel l'acide cyanhydrique est sans action, est destiné à retenir les vapeurs d'acide chlorhydrique qui sont entraînées, et le chlorure de calcium dessèche l'acide cyanhydrique.

Les vapeurs se condensent dans le tube E, qui plonge dans un mélange réfrigérant; l'acide cyanhydrique liquide passe ensuite dans le flacon F. Il suffit de mettre quelques charbons sous le ballon A pour déterminer la réaction. Il arrive souvent qu'une partie de l'acide cyanhydrique se condense dans le tube BD; alors on

chauffe légèrement ce tube avec quelques charbons pour volatiliser l'acide et le faire passer dans les tubes condensateurs.

L'appareil doit être monté avec soin, à cause du danger que les plus légères fuites présenteraient pour l'opérateur.

M. Berthelot a obtenu l'acide cyanhydrique en combinant directement l'azote à l'acétylène, sous l'influence des étincelles électriques :



Usages. — L'acide cyanhydrique très-étendu d'eau est employé en médecine, particulièrement dans le traitement des maladies de poitrine et dans les affections nerveuses.

COMBINAISONS DU CYANOGENÈME AVEC LE CHLORE.

Le chlore et le cyanogène peuvent former deux combinaisons différentes, l'une gazeuse, l'autre solide. Ces deux chlorures de cyanogène sont isomériques :

Le chlorure gazeux a pour formule CyCl ;
Le chlorure solide..... Cy^3Cl^3 .

Le chlorure de cyanogène gazeux se produit dans l'action du chlore sur l'acide cyanhydrique étendu et refroidi (Berthelot), ou encore lorsqu'on introduit du cyanure de mercure pulvérisé dans un flacon rempli d'une solution de chlore (M. Cloëz).

A la température ordinaire, c'est un gaz incolore, possédant une odeur très-irritante. Il se liquéfie à $+12^\circ$ et se solidifie à -7° .

En présence de l'eau, il se décompose lentement en acide carbonique et en chlorhydrate d'ammoniaque.

Le chlorure de cyanogène solide s'obtient en exposant l'acide cyanhydrique anhydre à l'action du chlore sous l'influence des rayons solaires. Il cristallise en aiguilles jaunes, fusibles à 142° .

Le cyanogène se combine aussi avec le brome et l'iode.

L'iodeure de cyanogène CyI se prépare facilement en chauffant légèrement un mélange de 1 partie de cyanure de mercure et de 2 parties d'iode. L'iodeure de cyanogène se dépose sous forme de belles aiguilles blanches sur les parois froides de l'appareil.

BORE. Bo.

Équivalent = 10,89.

Historique. — Gay-Lussac et Thenard ont isolé le bore en 1808, en décomposant par du potassium l'acide borique, qui est une combinaison d'oxygène et de bore. Le produit de cette réaction est un mélange de bore et de borate de potasse, qui, traité par l'eau, donne du borate de potasse soluble et du bore insoluble (variété amorphe).

Depuis les beaux travaux de MM. H. Sainte-Claire Deville et