dissolution brune, qui représente, selon quelques chimistes, un bi-iodure ou un tri-iodure de potassium. Ces corps sont peu connus, leur étude exige de nouvelles recherches.

Préparation. — L'iodure de potassium se prépare ordinairement en dissolvant l'iode dans la potasse. Il se forme ainsi un mélange d'iodure de potassium et d'iodate de potasse.

$$6I + 6KO = IO^5,KO + 5IK.$$

La dissolution de ces deux sels est évaporée à siccité, et le résidu est chauffé à une température rouge, qui décompose l'iodate en oxygène et en iodure de potassium. Pour empêcher que le résidu ne contienne de la potasse libre et ne laisse dégager de l'iode, on peut ajouter un peu de charbon au mélange d'iodure et d'iodate ; on reprend le résidu par de l'eau ou mieux par de l'alcool à 95° centésimaux, qui dissout l'iodure ; on filtre ensuite la dissolution avant de l'évaporer.

Usages. — L'iodure de potassium, appelé autrefois *hydriodate de potasse,* est employé en médecine, particulièrement dans le traitement des goîtres et des maladies scrofuleuses. Il sert aussi en photographie.

(*) CYANURE DE POTASSIUM. CyK.

Le cyanure de potassium est une des substances les plus vénéneuses que l'on connaisse. Il cristallise en cubes ou en cristaux dérivant du cube, comme le chlorure de potassium avec lequel il est isomorphe ; ses cristaux sont toujours anhydres.

Le cyanure de potassium répand à l'air une légère odeur prussique, due à la décomposition lente que l'humidité et l'acide carbonique de l'air lui font éprouver. Il supporte une température rouge sans se décomposer, et peut éprouver la fusion ignée. Cependant, sous l'influence d'une chaleur blanche longtemps soutenue, le cyanure de potassium laisse dégager de l'azote et se décompose. Le résidu de cette calcination paraît être un carbure de potassium ; il produit en effet avec l'eau un dégagement d'hydrogène et de la potasse caustique.

Le cyanure de potassium possède une réaction fortement alcaline. Il est très-soluble dans l'eau, presque insoluble dans l'alcool anhydre : aussi ce dernier liquide précipite-t-il le cyanure de potassium d'une dissolution aqueuse concentrée. L'alcool à 78 centièmes en dissout une petite quantité, et sa faculté dissolvante augmente à mesure qu'on l'étend d'eau.

La dissolution aqueuse du cyanure de potassium, abandonnée à elle-même dans un vase ouvert, se décompose peu à peu, laisse dégager de l'acide cyanhydrique, et finit par se convertir complétement en carbonate de potasse. Lorsqu'on fait bouillir cette dissolution, elle se change lentement en ammoniaque et en formiate de potasse (Pelouze).

Le cyanure de potassium, soumis à l'influence des corps oxydants, se transforme en cyanate de potasse.

Il réduit par la voie sèche un grand nombre d'oxydes métalliques ; c'est un des agents de réduction les plus puissants que possède la chimie.

Le cyanure de potassium peut dissoudre la plupart des oxydes et des cyanures métalliques en formant des cyanures doubles. Cette propriété est utilisée pour l'application des métaux par voie électro-chimique.

Le cyanure de potassium est quelquefois employé en médecine, au lieu d'acide cyanhydrique Ses propriétés toxiques en font un médicament très-actif, qu'on doit toujours employer avec prudence.

Préparation. — Le cyanure de potassium s'obtient en calcinant au rouge le cyanoferrure de potassium dans une cornue de porcelaine ou de grès. La réaction peut être représentée ainsi : $K^2Cy^3Fe = 2CyK + FeC^2 + Az$. Tantôt le cyanure de potassium qui se forme dans cette décomposition est disséminé dans la masse de carbure de fer FeC^2 produit par la décomposition du cyanoferrure ; tantôt il se réunit au fond de la cornue, où on le trouve, après le refroidissement, sous la forme d'une masse blanche cristallisée. Lorsque le cyanure de potassium est mélangé au carbure de fer, on traite la masse par l'eau, qui dissout le cyanure alcalin, et laisse le carbure de fer insoluble ; la liqueur est alors évaporée à sec.

On a proposé, pour éviter de perdre le cyanogène uni au fer dans le cyanoferrure de potassium, de calciner ce composé avec du carbonate de potasse. On peut fondre dans un creuset couvert un mélange de 8 parties de cyanoferrure de potassium, 3 parties de tartre grillé et 1 partie de charbon. La matière, refroidie et traitée par l'eau, cède à ce liquide une quantité considérable de cyanure de potassium. L'addition du charbon a pour but d'empêcher la formation du cyanate de potasse.

(*) SULFURES DE POTASSIUM.

Le potassium peut, en s'unissant au soufre, former les composés suivants :

$$KS\,;\ -\ KS^2\,;\ -\ KS^3\,;\ -\ KS^{3\frac{1}{2}}\,;\ -\ KS^4\,;\ -\ KS^{4\frac{1}{2}}\,;\ -\ KS^5.$$

Le premier se combine avec l'acide sulfhydrique, et donne un sulfhydrate de sulfure de potassium, HS,KS : les caractères généraux des sulfures et des sulfhydrates de sulfures qui ont été donnés précédemment, sont applicables aux combinaisons du soufre et du potassium, et nous dispensent de décrire en particulier ces différents composés. Le monosulfure de potassium KS et le sulfhydrate de sulfure HS,KS sont employés comme réactifs.

Le pentasulfure de potassium KS^5, peut être obtenu en chauffant au rouge sombre du monosulfure de potassium avec un excès de soufre.

Ce sulfure est solide ; sa couleur est brune ; il est déliquescent, très-soluble dans l'eau et dans l'alcool. Il absorbe l'oxygène de l'air, et se transforme en hyposulfite en donnant un dépôt de soufre. C'est ce polysulfure qui entre dans la composition du *foie de soufre* employé en médecine, pour préparer les bains de Baréges artificiels.

(*) *Pyrophore de Gay-Lussac.*

Lorsqu'on décompose le sulfate de potasse par un excès considérable de charbon divisé, on obtient une substance noire d'une excessive combustibilité, que l'on nomme *pyrophore de Gay-Lussac.*

Pour le préparer, on mêle intimement 27,3 parties de sulfate neutre de potasse avec 15 parties de noir de fumée préalablement calciné. On introduit ce mélange dans une cornue de grès à laquelle on adapte un tube recourbé ayant une branche verticale longue de plus de 80 centimètres ; l'extrémité de ce tube plonge dans un verre à demi rempli de mercure. La cornue est exposée à une température qu'on élève graduellement jusqu'au rouge vif. Il se dégage des gaz formés d'oxyde de carbone et d'acide carbonique. On juge que l'opération est terminée, quand ces gaz cessent de se dégager, malgré l'intensité de la chaleur. La cornue étant alors abandonnée dans le fourneau qui se refroidit lentement, le mercure remonte dans le tube et s'y maintient bientôt stationnaire. Lorsque la cornue est tout à fait refroidie, on introduit le pyrophore dans un flacon bien sec en y faisant entrer le col de la cornue. On bouche rapidement le flacon avec un bouchon de liége fermant hermétiquement.

Le corps ainsi préparé est très-pyrophorique. La plus petite quantité projetée dans l'air y brûle avec un éclat extraordinaire. Cette combustibilité est telle qu'on pourrait être tenté de l'attribuer à du potassium disséminé dans la masse charbonneuse ; mais le pyrophore traité par l'eau ne dégage pas d'hydrogène, ce qui prouve qu'il ne contient pas de potassium libre. On doit le considérer comme un mélange intime de polysulfure de potassium, de potasse anhydre et de charbon ; sa grande combustibilité est due à la température élevée que produisent le sulfure de potassium en s'oxydant et la potasse anhydre en s'hydratant à l'air ; de plus, la masse, qui est légère et poreuse, condense de l'air ; sa température s'élève bientôt assez pour que le charbon très-divisé qu'elle renferme s'enflamme avec vivacité ; le seul gaz qui se produit dans cette combustion est l'acide carbonique ; le sulfure de potassium absorbe l'oxygène et régénère le sulfate de potasse.

(*) PYROPHORE DE HOMBERG.

On obtient encore une substance pyrophorique en calcinant 75 grammes d'alun de potasse desséché avec 4 grammes de noir de fumée ou avec un excès de sucre, d'amidon, etc. Ce pyrophore est loin d'être aussi combustible que le précédent. On doit le considérer comme formé de polysulfure de potassium, de potasse anhydre, d'alumine et de charbon. Il produit en brûlant non-seulement de l'acide carbonique, mais encore de l'acide sulfureux, dont la formation est facile à expliquer, puisque, à une température élevée, l'alumine ne peut s'unir ni à cet acide ni à l'acide sulfurique ; l'acide sulfurique libre est donc décomposé par le charbon et donne de l'acide sulfureux.

AZOTATE DE POTASSE. AzO^5,KO.

Propriétés. — L'azotate de potasse, également connu sous les noms de *nitre, sel de nitre, salpêtre, nitrate de potasse*, est incolore, inodore, d'une saveur d'abord fraîche, mais bientôt piquante et amère ; ses cristaux sont très-friables. Lorsqu'on les conserve quelque temps dans la main, ils se brisent en faisant entendre un léger bruit.

L'azotate de potasse est toujours anhydre, même lorsqu'il cris-

tallise à de basses températures ; mais ses cristaux retiennent ordinairement une petite quantité d'eau interposée. Sa densité est 1,933. Il cristallise en longs prismes droits à base rhombe, qui sont souvent cannelés, et présentent des cavités longitudinales dans leur intérieur. Les cristaux prismatiques du nitre ressemblent beaucoup à ceux de l'aragonite, et ne s'en distinguent que par de légères différences dans les angles. L'azotate de potasse forme quelquefois des cristaux appartenant à un autre système cristallin ; ce sont des rhomboèdres dont les angles ne diffèrent que de 1° de ceux du spath calcaire.

Le nitre est inaltérable dans les circonstances atmosphériques ordinaires; il ne devient déliquescent que dans un air presque saturé d'humidité.

Il entre en fusion vers 300°, et donne par le refroidissement une masse blanche, opaque, à cassure vitreuse, connue autrefois sous le nom de *cristal minéral*. Cette masse se pulvérise plus facilement que les cristaux de nitre, qui possèdent toujours une certaine élasticité.

L'azotate de potasse chauffé au rouge vif se change d'abord en azotite de potasse, et perd le tiers de son oxygène : $AzO^5,KO = O^2 + AzO^3,KO$. A une température blanche, l'azotite dégage de l'azote et une nouvelle quantité d'oxygène, et laisse un résidu formé de potasse anhydre et de peroxyde de potassium. Cette décomposition ne peut être utilisée pour préparer la potasse caustique, parce que tous les vases dans lesquels on calcine le nitre se trouvent attaqués.

L'azotate de potasse est à peine soluble dans l'alcool à 90 centièmes, et tout à fait insoluble dans l'alcool absolu. Sa solubilité dans l'eau augmente rapidement avec la température :

100 parties d'eau à	0°	dissolvent	13,3	de nitre.
—	à 24,0	—	38,4	—
—	à 50,7	—	97,7	—
—	à 79,7	—	169,7	—
—	à 97,7	—	236,0	—

(Gay-Lussac.)

Une solution de nitre, saturée à la température de son ébullition, contient, pour 100 parties, 335 parties de ce sel, et bout à 115°,9 (M. Lepage).

La solubilité du nitre, qui croît très-vite avec la température, permet de le purifier avec la plus grande facilité et de le débarrasser par cristallisation des sels étrangers qu'il peut contenir.

Un mélange de nitre et de charbon brûle avec vivacité quand on le chauffe, ou qu'on le touche avec un corps incandescent. Le

charbon se transforme en acide carbonique aux dépens de l'oxygène de l'acide azotique; une partie de cet acide carbonique se dégage ; le reste s'unit à la potasse ; l'azote devient libre.

$$2(AzO^5,KO) + 5C = 2(CO^2,KO) + 2Az + 3CO^2.$$

Lorsqu'on chauffe le nitre avec une quantité de charbon plus considérable que celle exprimée par la formule précédente, l'acide carbonique et l'azote sont mêlés d'oxyde de carbone ; le volume de gaz provenant de la combustion augmente, mais en même temps la température produite au moment de la combustion diminue.

Le soufre réagit aussi sur l'azotate de potasse sous l'influence d'une température élevée : $AzO^5,KO + 2S = SO^3,KO + SO^2 + Az$.

Cette réaction se fait toujours avec un vif dégagement de chaleur. Si l'azotate de potasse est en excès, le soufre se transforme entièrement en acide sulfurique, qui reste combiné avec la potasse.

On donne le nom de *poudre détonante* à un mélange de 3 parties de nitre, 2 de potasse et 1 de soufre. Lorsqu'on chauffe lentement quelques grammes de cette poudre dans une cuiller à projection, la masse entre d'abord en fusion, détone bientôt avec violence : la détonation est due à un dégagement instantané de gaz.

Le *fondant de Baumé* est un mélange de 3 parties de nitre, 1 de soufre et 1 de sciure de bois ; il a la propriété de déterminer la fusion de différents métaux. Il agit ainsi, non-seulement à cause du dégagement de chaleur résultant de l'action réciproque des corps qu'il contient, mais encore parce qu'une partie du soufre s'unit directement aux métaux, et forme avec eux des sulfures fusibles.

Les acides plus fixes que l'acide azotique décomposent le nitre sous l'influence de la chaleur, et mettent l'acide azotique en liberté.

L'argile elle-même peut opérer cette décomposition. Pendant longtemps on a préparé l'acide nitrique en décomposant le nitre par l'argile.

État naturel du nitre. — Le nitre est abondamment répandu dans la nature; on le trouve principalement en Égypte, dans l'Inde, en Amérique et en Espagne. Dans ces pays, le salpêtre vient s'effleurir à la surface du sol : on le ramasse avec de longs balais que l'on nomme *houssoirs;* de là nom de *salpêtre de houssage* que l'on donne à cette espèce de salpêtre.

On cite en France quelques localités qui produisent du nitre :

ainsi, dans le département de Seine-et-Oise, à la Roche-Guyon, on trouve des efflorescences qui sont assez riches en salpêtre.

Ce sel vient cristalliser à la surface des murs des vieux bâtiments, et surtout des étables; aussi le retire-t-on souvent des plâtras de démolition.

Quoique la France ne possède pas de dépôts riches en salpêtre, elle peut cependant en fournir une grande quantité; aussi, au moment des guerres les plus actives, la production annuelle du salpêtre en France a-t-elle été de 1,900,000 kilogrammes : Paris en fournissait les 7/20, la Touraine les 2/20, toutes les autres provinces les 10/20, et les nitrières artificielles 1/20.

Extraction du nitre. — On peut obtenir le nitre :

1° En transformant l'azotate de soude en azotate de potasse.

Pour préparer le nitre par cette méthode, on fait réagir le chlorure de potassium sur l'azotate de soude. Les deux sels sont dissous dans l'eau bouillante; le chlorure de sodium étant le sel le moins soluble à chaud, se précipite le premier, et l'azotate de potasse reste dans la liqueur; il s'en dépose en cristaux par le refroidissement.

Cette double décomposition ne se fait que dans une liqueur bouillante; à une température plus basse l'azotate de soude cristalliserait le premier, et le chlorure de potassium resterait en dissolution.

2° Le salpêtre peut se former dans des *nitrières artificielles*.

On cherche à réaliser dans ces nitrières toutes les circonstances qui paraissent favorables à la production du nitre : des matières végétales et animales, des sels alcalins et calcaires s'y trouvent exposés pendant longtemps à l'air humide.

Jusqu'à présent les nitrières artificielles n'ont pas donné en France des résultats satisfaisants ; mais on les exploite avec succès en Moravie, en Suède et en Prusse.

3° En France, on retire beaucoup de nitre des matériaux salpêtrés qui, indépendamment du nitre, contiennent des azotates de chaux et de magnésie. Les plâtras salpêtrés de Paris contiennent environ 5 pour 100 d'azotates.

La partie soluble des matériaux salpêtrés présente en général la composition suivante :

Nitre	25
Azotate de chaux	33
Azotate de magnésie	5
Sel marin	5
Autres sels	32
	100

De plus les matériaux salpêtrés soutiennent une quantité notable d'azotate d'ammoniaque (M. Kuhlmann).

L'opération qui a pour but de transformer les azotates de chaux et de magnésie en azotate de potasse, porte le nom de *saturation des liqueurs*.

Les eaux de lavage des matériaux salpêtrés, contenant des azotates de chaux et de magnésie, sont mélangées avec du carbonate de potasse, qui forme des carbonates de chaux et de magnésie insolubles et de l'azotate de potasse soluble. Dans cette réaction, l'azotate d'ammoniaque est aussi décomposé en azotate de potasse et en carbonate d'ammoniaque qui se dégage pendant la concentration des liqueurs.

Il est souvent plus économique d'employer du sulfate de potasse pour décomposer les azotates de chaux et de magnésie; mais comme le sulfate de potasse n'agirait pas sur l'azotate de magnésie, à cause de la solubilité du sulfate de magnésie, on commence par transformer l'azotate de magnésie en azotate de chaux, en ajoutant dans la liqueur un lait de chaux qui précipite la magnésie. La chaux réagit également sur l'azotate d'ammoniaque, en dégage l'ammoniaque et forme de l'azotate de chaux.

On emploie aussi dans le même but des mélanges de parties égales de sulfate de soude et de chlorure de potassium. Le sulfate de soude forme d'abord du sulfate de chaux insoluble et de l'azotate de soude; ce dernier sel est alors décomposé par le chlorure de potassium, donne du chlorure de sodium qui se précipite en premier lieu, et de l'azotate de potasse qui reste dans les eaux mères et que l'on retire par cristallisation.

Lavage des matériaux salpêtrés. — Pour laver facilement les matériaux salpêtrés, on commence par les concasser et on les passe à la claie : on les mélange ensuite avec des cendres ou toute autre substance contenant du carbonate de potasse destiné à opérer la *saturation des liqueurs*.

On introduit les matériaux mélangés et concassés dans des tonneaux défoncés d'un côté, reposant sur le fond qui leur reste et placés au-dessus d'une rigole nommée *recette*.

On y verse une quantité d'eau qui représente en volume la moitié des substances solides ; elle y séjourne dix heures ; après ce temps, on la laisse écouler ; les plâtras en retiennent la moitié.

Supposons que l'on arrose de 500 litres d'eau 1 mètre cube de plâtras contenant 40 kilogrammes de salpêtre; on recueille 250 litres d'eau renfermant 20 kilogrammes de salpêtre. Pour retirer les 20 kilogrammes restants, on verse 250 litres d'eau fraîche sur les matières salpêtrées; il s'écoule 250 litres d'eau

contenant 10 kilogrammes de salpêtre. En continuant à ajouter successivement 250 litres d'eau fraîche, chaque opération donnera des dissolutions de plus en plus faibles, mais réduira à moitié la quantité de salpêtre retenue par les matières solides. On s'arrête lorsque cette quantité, devenue très-faible, ne peut couvrir les frais d'évaporation de l'eau employée pour la dissoudre.

Les eaux de lavage ne sont pas assez riches en salpêtre pour être soumises à l'évaporation; on les fait passer sur de nouveaux matériaux, en suivant la même marche que précédemment, et l'on n'évapore que les eaux qui contiennent 14 kilogrammes de salpêtre par hectolitre.

Ces dernières eaux doivent marquer environ 12° à l'aréomètre : on procède alors *à la cuite*.

Cuite. — L'évaporation des eaux salpêtrées, qui porte le nom de *cuite*, se fait dans de grandes chaudières de fonte ou de cuivre.

Les liqueurs, en se concentrant, laissent déposer du carbonate de chaux, du sulfate de chaux et des matières animales; ces dépôts sont appelés *boues*. Cette concentration dégage des vapeurs ammoniacales.

Boues. — Les bouillons ramènent les boues de la circonférence de la chaudière au centre : aussi peut-on les enlever facilement en plaçant dans la chaudière à quelque distance du fond, un chaudron, dans lequel viennent se rendre les dépôts insolubles (*fig.* 89).

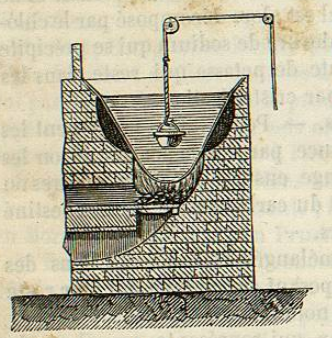

Fig. 89.

Lorsque la liqueur arrive à un certain degré de concentration, elle laisse cristalliser des chlorures de potassium et de sodium, qui ne sont pas à beaucoup près aussi solubles que le nitre dans l'eau bouillante : on enlève ces sels avec des écumoires; le dépôt de chlorures se fait en général au moment où la liqueur marque 42° au pèse-sel; on doit pousser l'évaporation jusqu'à 45°. A ce terme on arrête l'évaporation, et l'on reconnaît qu'elle a été conduite assez loin, quand une goutte de la dissolution se solidifie lorsqu'on la met sur un corps froid. La liqueur est alors portée au cristallisoir, et, au moment où elle cristallise, on l'agite avec des râteaux de bois.

On obtient ainsi du salpêtre brut cristallisé en petites aiguilles, qui porte le nom de salpêtre de *première cuite*.

Ce premier travail se Fait en france par des salpêtriers patentés, qui n'ont pas le droit de raffiner le salpêtre. Le salpêtre brut est livré en cet état aux ateliers du gouvernement; il contient environ 25 centièmes de corps étrangers; on le purifie en le soumettant à l'opération du *raffinage*.

Raffinage du salpêtre. — Pour raffiner le salpêtre, on dissout à chaud le sel brut dans son poids d'eau; on clarifie la liqueur avec du sang de bœuf, qui forme des écumes que l'on enlève avec soin, et l'on fait cristalliser. Cette opération donne le salpêtre de *seconde cuite*.

Ce salpêtre n'est pas encore assez pur pour la fabrication de la poudre; on doit le soumettre à une troisième cristallisation, qui donne le salpêtre de *troisième cuite*, le seul qui soit employé pour faire de la poudre.

Dans la cristallisation du salpêtre, on a soin d'agiter continuellement la dissolution au moment où elle cristallise, afin que le sel se dépose en petits cristaux qui se purifient plus facilement que les gros.

Pour enlever aux cristaux de salpêtre l'eau mère chargée de sels étrangers dont ils sont imprégnés, on les traite par une eau saturée d'azotate de potasse, qui dissout les chlorures, les sulfates, etc., et laisse le nitre pur.

(*) **Théorie de la nitrification.** — Nous avons dit que le nitre se trouve tout formé dans les matériaux salpêtrés. On le rencontre aussi en abondance dans certains terrains, et il existe dans plusieurs plantes, telles que la bourrache, la buglose, la pariétaire, la ciguë, le tabac, le soleil, etc.

Plusieurs chimistes se sont occupés de la théorie de la nitrification; elle laisse aujourd'hui peu d'incertitudes : nous présenterons ici celle qui s'accorde le mieux avec les observations de Gay-Lussac et celles de MM. Liebig et Kuhlmann.

On sait, d'après les expériences de Cavendish, qu'il se forme de l'acide azotique lorsqu'un mélange d'azote et d'oxygène est soumis à l'influence d'une série d'étincelles électriques en présence de l'eau ou d'un alcali. Il se produit aussi de l'acide azotique quand on fait passer de l'ammoniaque et de l'oxygène sur de la mousse de platine chauffée au rouge sombre : $AzH^3 + O^8 = AzO^5,3HO$.

Nous rappellerons de plus que Th. de Saussure a démontré que, dans certains cas, les substances organiques en décomposition peuvent agir comme la mousse de platine et déterminer des

réactions chimiques par leur seule présence : c'est ainsi que du fumier, introduit dans un mélange d'hydrogène et d'oxygène, détermine la combinaison de ces deux gaz, et forme de l'eau.

Les faits qui précèdent peuvent rendre compte des principaux modes de production du nitre.

En effet, l'expérience de Cavendish peut d'abord expliquer la formation de ce sel aux dépens de l'oxygène et de l'azote de l'air; ces deux gaz se combinent sous l'influence de l'électricité atmosphérique, en présence des carbonates alcalins et calcaires, pour former des azotates.

Mais les cas de formation du nitre en l'absence de toute substance azotée sont les plus rares, et il paraît démontré que le salpêtre prend ordinairement naissance lorsque les eaux, tenant en dissolution ou en suspension des substances animales, séjournent sur des corps divisés qui contiennent des carbonates alcalins ou calcaires. Ce fait permet d'expliquer aisément la production du nitre : l'azote que contiennent les substances organiques se change d'abord en ammoniaque, qui, en présence de l'air et sous l'influence des corps divisés et des substances animales agissant comme la mousse de platine, est transformée en acide azotique; cet acide décompose les carbonates alcalins et calcaires, et forme des azotates de chaux et de potasse.

L'azotate d'ammoniaque, qui existe en petite quantité dans l'air, joue aussi un rôle important dans la nitrification ; les deux éléments de ce sel peuvent concourir à la formation du nitre. En effet, l'azotate d'ammoniaque, en présence des carbonates calcaires et magnésiens, produit par double décomposition des azotates de chaux et de magnésie et du carbonate d'ammoniaque : la base de ce dernier sel, subissant à son tour l'action oxydante de l'air en présence des corps poreux, se trouve transformée en acide azotique, qui peut agir de nouveau sur les carbonates et former une nouvelle quantité de nitre (M. Kuhlmann).

On voit qu'il existe des relations incontestables entre trois grands phénomènes naturels, savoir, la décomposition des substances organiques, la nitrification et la fertilisation des terres. En effet, toute matière organique que l'on abandonne à l'air finit par se décomposer complétement : l'azote qu'elle contient se dégage à l'état de carbonate d'ammoniaque, qui, se répandant d'abord dans l'air, est continuellement ramené par les pluies à la surface de la terre. Là, une partie du carbonate d'ammoniaque agit comme engrais et se trouve absorbée par les plantes; l'autre se change en azotate d'ammoniaque, sous l'influence simultanée de l'oxygène de l'air, des corps poreux et des substances organiques en décomposition. L'azote des substances organiques peut donc se transformer tantôt en ammoniaque, tantôt en acide azotique, suivant qu'il se trouve placé sous des influences hydrogénantes ou oxygénantes.

POUDRE A TIRER.

Composition de la poudre.

La poudre est un mélange intime de nitre, de soufre et de charbon. On en distingue trois espèces principales : la *poudre de guerre*, la *poudre de chasse* et la *poudre de mine*.

La poudre de chasse fabriquée dans les poudreries de l'État est formée de :

Nitre	78,0
Charbon	12,0
Soufre	10,0
	100,0

La poudre de mine contient :

Nitre	62
Charbon	18
Soufre	20
	100

Le dosage des poudres de guerre est à peu près le même dans tous les pays. On conçoit qu'il n'y ait que de faibles différences dans la composition d'une matière qui, comme la poudre de guerre, doit remplir certaines conditions invariables.

Le tableau suivant fait connaître la composition des poudres de guerre employées dans les différents pays.

	NITRE.	CHARBON.	SOUFRE.
France, Prusse, États-Unis d'Amérique	75,00	12,50	12,50
Angleterre	75,00	15,00	10,00
Russie	73,78	13,59	12,63
Autriche	76,00	11,50	12,50
Espagne	76,47	10,78	12,75
Suisse (poudre ronde)	76,00	14,00	10,00
Hollande	70,00	16,00	14,00
Suède	75,00	9,00	16,00
Chine	75,00	14,40	10,60