

On trouve cet ouvrage aux adresses suivantes :

Amsterdam	chez	S. Desobaux.
Alger	—	Bouyouc.
Angoulême	—	Poupart-Dumas.
Annecy	—	Grand.
Antoniopol	—	Girard.
Arles	—	Veuve Bergery.
Auxerre	—	Gasnot.
Batavia	—	Lacharrière.
Bombay	—	Demar.
Bordeaux	—	Fabier.
Brest	—	Lebeau.
Brunswick	—	Hors.
Buenos-Ayres	—	Cambrai.
Calcutta	—	Clément.
Canton	—	Lijon.
Casablanca	—	Gand.
Casimirov	—	Genève.
Casnovie	—	Hävre.
Casovizza	—	Lasson.
Catania	—	Lège.
Cebu	—	Lille.
Changhai	—	Londres.
Changhai	—	Lyon.
Changhai	—	Mars.
Changhai	—	Marseille.
Changhai	—	Mex.
Changhai	—	Milan.
Changhai	—	Mons.
Changhai	—	Moscou.
Changhai	—	Naples.
Changhai	—	Provinc.
Changhai	—	Rennes.
Changhai	—	Rouen.
Changhai	—	Strasbourg.
Changhai	—	Toulon.
Changhai	—	Turin.
Changhai	—	Valenciennes.



RÉCRÉATIONS CHIMIQUES.

TOME PREMIER.

ÉTABLISSEMENT DEL'AYATU, RUE DE VALENTIN, N° 26.

On trouve cet ouvrage aux adresses suivantes :

A		
Amsterdam,	chez	S. Delachaux.
Alençon,	—	Bonvoust.
Angers,	—	Fourrier-Mame.
Bayeux,	—	Groult.
Besançon,	—	Girard.
Bordeaux,	—	{ Veuve Bergeret.
		{ Gassiot.
		{ Lecharlier.
Bruxelles,	—	{ Demat.
		{ Tarlier.
Caen,	—	Lebaron.
Cambrai,	—	Hurez.
Clermont,	—	Landriot.
Dijon,	—	Lagier.
Gand,	—	Hubert Dujardin.
Genève,	—	Paschoud.
Hâvre,	—	Chapelle.
Lausanne,	—	Michoud,
Liège,	—	Desoer.
Lille,	—	{ Bronner-Bauwens.
		{ Vanakere.
Londres,	—	Martin Bossange.
Lyon,	—	{ Maire.
		{ Bohaire.
Mans,	—	{ Pesche.
		{ Dureau.
Marseille,	—	{ Masvert.
		{ Camoin frères.
Metz,	—	De Villy.
Milan,	—	Bocca.
Mons,	—	Leroux.
Moscou,	—	Fr. Riss.
Nantes,	—	{ Madame Busseuil jeune.
		{ Mellinet Malassis.
Provins,	—	Lebeau.
Rennes,	—	Duchesne.
Rouen,	—	Frère aîné.
Strasbourg,	—	{ Treuttel et Vürtz.
		{ Leyrault,
Toulouse,	—	Devers.
Turin,	—	{ Bocca.
		{ Pic.
Valenciennes,	—	Lemaître.

IMPRIMERIE DE J. TASTU, RUE DE VAUGIRARD, N° 36.



RÉCRÉATIONS CHIMIQUES,

OU RECUEIL

D'EXPÉRIENCES CURIEUSES ET INSTRUCTIVES,

AUXQUELLES ON A JOINT :

UN PRÉCIS ÉLÉMENTAIRE DE CHIMIE; L'EXPLICATION RAISONNÉE DES PHÉNOMÈNES PRODUITS DANS LES DIVERSES EXPÉRIENCES; ENFIN LEURS APPLICATIONS A L'ÉCONOMIE DOMESTIQUE OU AUX ARTS.

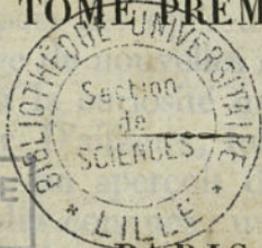
PAR J.-CH. HERPIN,

Professeur des sciences physiques; membre de la Société Royale Académique des Sciences de Paris; de la Société Royale et Centrale d'Agriculture; de la Société d'Encouragement; et de la plupart des Sociétés savantes des départements.

Heureux ceux qui se divertissent en s'instruisant.

FÉNÉLON, *Télémaque*, liv. 1.

TOME PREMIER.



PARIS.

AUDOT, LIBRAIRE-ÉDITEUR,

RUE DES MAÇONS-SORBONNE, N° 11.

1824

Exclu du prêt

BIBLIOTHÈQUE DE L'UNIV. DE LILLE	
Col.	540
N°	3
S.	MAG
980456	

RECREATIONS
CHIMIQUES

EXPERIENCES
CURIEUSES ET INSTRUCTIVES

Les contrefacteurs seront poursuivis selon toute la rigueur de la loi.

Extrait du Code pénal.

Art. 425. Toute édition d'écrits, de composition musicale, de dessin, de peinture ou de toute autre production, imprimée ou gravée EN ENTIER OU EN PARTIE, au mépris des lois et réglemens relatifs à la propriété des auteurs, est une contrefaçon; et toute contrefaçon est un délit.

Art. 427. La peine contre le contrefacteur, ou contre l'introducteur, sera une amende de cent francs au moins, et de deux mille francs au plus; et contre le débitant, une amende de vingt-cinq francs au moins, et de cinq cents francs au plus.

La confiscation de l'édition contrefaite sera prononcée tant contre le contrefacteur que contre l'introducteur et le débitant.

Les planches, moules ou matrices des objets contrefaits seront aussi confisqués.

TOME PREMIER.

PARIS.

AUDOT, LIBRAIRE-ÉDITEUR.

1834

PRÉFACE.

DEPUIS que la chimie est devenue l'un des principaux élémens de l'industrie nationale; depuis qu'elle a créé chez nous le sucre et l'indigo; depuis, enfin, que tous les arts, qui sont éclairés par le flambeau de cette science, prospèrent, se simplifient, s'agrandissent, l'étude en est devenue générale et indispensable.

Notre but est d'en faciliter l'étude et d'en aplanir les difficultés.

Comme la chimie est entièrement fondée sur l'expérience, on ne peut espérer de la bien entendre et de la posséder jusqu'à un certain point, si l'on ne travaille soi-même à vérifier la plupart des opérations déjà connues, et à en faire de nouvelles que l'esprit de recherche ou la curiosité ne manquent jamais de suggérer. D'ailleurs, lorsque l'on travaille soi-même, on aperçoit dans les opérations même les plus connues, une infinité de petits faits de détail qu'il est très-essentiel de connaître, et dont, cependant, il n'est pas fait mention dans les livres, parce que ces faits sont trop multipliés et qu'ils y paraîtraient minutieux. Parmi les agens chimiques même, combien n'en est-il pas dont il est impossible

de donner une idée par écrit, et que l'on connaît parfaitement dès qu'ils ont frappé les sens?

C'est dans le dessein de rendre la science chimique familière et agréable tout à la fois, que nous avons fait un choix d'expériences curieuses et récréatives, propres à démontrer les procédés les plus importans de la chimie; ces expériences peuvent être exécutées avec facilité et sans danger dans un appartement ordinaire, et elles ne demandent ni préparatifs coûteux, ni instrumens compliqués.

Les récréations chimiques ne supposent pas, comme les récréations mathématiques, la moindre connaissance de la science dans celui qui les fait ou qui les voit faire; elles n'exigent pas non plus, comme celles de physique, des appareils coûteux en grand nombre, et qui souvent ne peuvent servir qu'à une seule expérience.

Comme la connaissance des faits simples ne forme pas la science, nous avons ajouté à la suite de chaque expérience une explication raisonnée, afin d'intéresser l'esprit et de mettre le jeune chimiste à même d'observer avec fruit les phénomènes qui se passent sous ses yeux, et d'en apprécier les relations et les conséquences.

Nous avons inséré dans notre ouvrage un recueil d'amusemens chimiques, publié depuis peu à Londres, par M. Accum, chimiste dis-

tingué. Ses expériences sont décrites avec beaucoup d'exactitude et de précision ; mais son livre manque d'ordre et de méthode.

Nous y avons fait, en général, peu de changemens, si ce n'est que nous avons divisé les Expériences en *préparation, effet, explication, applications, observations* ; marche que n'a pas suivie l'auteur anglais.

Les expériences au bas desquelles se trouve la lettre A appartiennent à M. Accum.

Les articles marqués A. H. sont également tirés de l'ouvrage anglais ; mais nous les avons refondus, ou nous y avons fait des additions importantes.

Nous avons adopté l'ordre alphabétique, qui nous a paru le meilleur et le plus commode pour ces sortes d'ouvrages, où il est bien difficile de suivre une marche scientifique.

En tête des principaux articles, nous avons fait un abrégé sommaire des propriétés du corps dont il y est fait mention ; nous avons également jugé convenable de faire précéder les récréations d'un Précis élémentaire de chimie, à l'usage des personnes qui n'ont aucune teinture de cette science ; nous y avons aussi ajouté des instructions sur la manière de monter les appareils, de les luter, de disposer un petit laboratoire, et enfin une nouvelle synonymie chimique qui est devenue nécessaire depuis que certains composés ont changé de dénomination ; elle est surtout indispensable aux per-

sonnes peu familiarisées avec les nouvelles nomenclatures, ou peu avancées dans l'étude de la chimie.

— On pourra nous reprocher d'avoir fait connaître des préparations dangereuses, telles que l'argent, l'or fulminant, etc. A cela nous répondrons d'abord : que, dans un ouvrage de la nature de celui-ci, nous ne pouvions nous dispenser de faire mention de ces composés généralement connus : en second lieu, si l'on fait usage des précautions que nous avons indiquées, si l'on ne dépasse pas les doses que nous avons prescrites, ces préparations n'offrent pas plus de danger que les autres préparations les plus ordinaires : car n'y a-t-il pas aussi du danger à renverser sur soi un vase rempli d'eau bouillante? Il suffit d'en être prévenu.

Le Traité de M. Accum a eu à Londres un succès très-brillant; nous espérons que cet ouvrage, avec les additions et les changemens importans que nous y avons faits, ne sera pas sans intérêt et sans utilité pour ceux qui désirent connaître les phénomènes produits par les opérations chimiques, et les changemens merveilleux dont les corps sont susceptibles dans leurs combinaisons.

PRÉCIS

ÉLÉMENTAIRE

DE CHIMIE.



1. La chimie est une science qui a pour objet de déterminer la nature des corps, l'action intime de ces corps les uns sur les autres et les résultats de cette action.

2. Tous les corps naturels sont *simples* ou *composés*.

3. Un corps simple ne contient qu'une seule matière. Un corps composé est formé de deux, de trois, de quatre corps simples ou plus. Le fer est un corps simple, parce que, de quelque manière qu'on le traite, on n'en retire que du fer. L'acier est un corps composé, parce qu'il est formé de fer et de carbone (charbon pur).

4. Tous les corps sont formés par la réunion ou l'assemblage de leurs *molécules*, qui sont des parties aussi divisées et aussi ténues que l'on peut se l'imaginer.

Si l'on divise un corps, du bois, par exemple, au moyen d'instrumens mécaniques, on sépare ses molécules *intégrantes*; mais, à l'aide des agens

chimiques, on le décompose en ses molécules *constituantes*, qui sont de l'huile, de l'acide, des sels, etc., ou mieux de l'oxigène, de l'hydrogène et du carbone.

5. La *combinaison* est le résultat de l'action intime et réciproque de plusieurs corps les uns sur les autres. Elle donne lieu à un composé nouveau qui a souvent des propriétés très-différentes de celles des corps qui le constituent. Ainsi, le soufre uni au charbon, qui est le corps le plus fixe, produisent, par leur combinaison, le carbure de soufre, qui est la liqueur la plus volatile que l'on connaisse.

6. Tous les corps tendent à se combiner; cette tendance se nomme *attraction*.

7. L'attraction est appelée *cohésion*, lorsqu'elle s'exerce entre des molécules de même nature; et *affinité* (*Voyez ce mot*), lorsqu'elle a lieu entre des molécules de nature différente.

8. La *cohésion* est cette force qui tient rapprochées et réunies les molécules intégrantes des corps, sans rien changer à leurs propriétés primitives. La cohésion des molécules de l'acier est très-grande; celle des molécules de l'air est très-faible.

9. Lorsque l'on diminue, dans certaines circonstances, la cohésion d'un corps solide, et qu'ensuite on fait repasser ce corps à son premier état, ses molécules se disposent quelquefois d'une manière particulière que l'on nomme *crystallisation*. (*Voyez ce mot*.)

10. Les propriétés des corps sont modifiées aussi par le *calorique* et l'*électricité*. (Voyez ces mots.)

Des corps simples ou élémens.

11. Les anciens reconnaissaient quatre élémens : la terre, l'eau, l'air et le feu ; mais cette division est inexacte et fautive, puisque trois de ces prétendus élémens sont des corps composés.

On compte aujourd'hui 51 corps simples (1), parmi lesquels on distingue :

12. — 1°. Trois soutiens simples de la combustion, ou principes acidifiants :

L'oxigène.

Le chlore.

L'iode.

13. — 2°. Six corps combustibles simples non métalliques :

L'hydrogène.

L'azote.

Le soufre.

Le phosphore.

Le carbone.

Le bore.

14. — 3°. Quarante-deux corps combustibles simples métalliques, ou *métaux*, qui sont classés

(1) Nous ne comprenons point dans ce nombre les quatre corps impondérables : le calorique, l'électricité, la lumière et le magnétisme.

dans le tableau suivant, à peu près selon le degré de leurs attractions respectives pour l'oxygène.

A. Potassium.	Sélénium.
Sodium.	D. Arsenic.
Lithion.	Molybdène.
Calcium.	Chrome.
Barium.	Tungstène.
Strontium.	Colombium.
Magnésium.	E. Nickel.
B. Manganèse.	Mercure.
Fer.	Osmium.
Zinc.	Iridium.
Étain.	Rhodium.
Cadmium.	Palladium.
C. Cuivre.	Argent.
Plomb.	Or.
Antimoine.	Platine.
Bismuth.	F. Silicium.
Cobalt.	Aluminium.
Urane.	Zirconium.
Titane.	Glucinium.
Cérium.	Yttrium.
Telluré.	Thorinium.

15. Les sept premiers de ces métaux (A) produisent des oxides qui sont d'une réduction très-difficile : ils décomposent rapidement l'eau à toutes les températures, caractère qui démontre leur at-

traction puissante pour l'oxigène. Les cinq métaux qui suivent, ou de la section B, décomposent l'eau lorsqu'on élève leur température à une chaleur rouge. Les dix de la section C ne décomposent pas l'eau à une chaleur rouge; il en est de même des cinq suivans (D) qui forment des acides par leur union avec l'oxigène. Les oxides de ces vingt-sept métaux ne sont pas réductibles par la chaleur seule, quoique quelques-uns d'entre eux, lorsqu'on les chauffe, abandonnent une portion d'oxigène. Les neuf métaux de la série E, excepté l'osmium, ont comparativement une faible attraction pour l'oxigène; et leurs oxides, lorsqu'on les chauffe, se réduisent à l'état métallique. Les six derniers métaux (F) sont placés dans la liste, par analogie, parce qu'on ne les connaît qu'à l'état d'oxides et qu'on ne les a pas encore réduits jusqu'à présent.

Nous allons exposer brièvement les principaux caractères de chacun des corps simples en particulier; nous étudierons ensuite les combinaisons diverses qu'ils forment entre eux.

SOUTIENS SIMPLES DE LA COMBUSTION.

16. — 1. *Oxigène*. — Gazeux; invisible; inodore; éminemment propre à la respiration et à la combustion. (*Voy. GAZ OXIGÈNE. — COMBUSTION. — FLAMME.*)

17. — 2. *Chlore*. — Gazeux; jaunâtre; d'une odeur forte; éteint les corps en ignition et en flamme plusieurs métaux. (*Voyez GAZ CHLORE.*)

18. — 3. *Iode*. — Solide; sous forme d'une poudre écailleuse; noirâtre; ayant l'éclat métallique; odorant; d'une saveur âcre; se volatilise à 50° c., sous forme d'une vapeur violette, et se condense en lames brillantes; très-peu soluble dans l'eau; un peu soluble dans l'alcool; colore la peau en jaune. On l'extrait de la soude de varech.

COMBUSTIBLES SIMPLES NON MÉTALLIQUES.

19. — 1. *Hydrogène*. — Gazeux; invisible; inodore; insipide; très-léger; insoluble dans l'eau; inflammable; éteint les corps en combustion; détone avec violence, lorsqu'on l'enflamme avec du gaz oxigène. (*Voyez GAZ HYDROGÈNE.*)

20. — 2. *Azote*. — Gazeux; invisible; inodore; insipide; insoluble dans l'eau; éteint subitement les corps embrasés et suffoque les animaux. (*Voyez GAZ AZOTE.*)

21. — 3. *Soufre*. — Solide; friable et quelquefois pulvérulent; jaunâtre; odorant; acquiert par le frottement l'électricité négative; se fond à 107° c.; se sublime; s'épaissit sur le feu; se cristallise par le refroidissement; brûle avec une flamme bleue en répandant une odeur suffocante (Gaz sulfureux).

22. — 4. *Phosphore*. — Solide; flexible; blanchâtre; d'une odeur alliacée; lumineux dans l'obscurité; se fond et s'enflamme vivement à 42° c.; légèrement soluble dans l'alcool, l'éther et les huiles volatiles. (*Voyez PHOSPHORE.*)

23. — 5. *Carbone*. — Solide; noir; inodore; insipide; insoluble; très-fixe au feu; lorsqu'il est cristallisé, il forme le *diamant*. (*Voy.* CHARBON.)

24. — 6. *Bore*. — Solide; pulvérulent; brun; inaltérable à l'air; insoluble; brûle avec éclat à 315°.

COMBUSTIBLES SIMPLES MÉTALLIQUES.

25. — 1. *Potassium*. — Métal blanc; très-brillant, mais qui se ternit lorsqu'on l'expose à l'air; ductile; mou comme de la cire; pèse 0,85, l'eau étant à 100; entre en fusion à 66° c.; s'enflamme spontanément lorsqu'on le met en contact avec l'eau. On le conserve dans l'huile de naphte. Il est extrait de la potasse.

26. — 2. *Sodium*. — Mou comme de la cire; d'un blanc terne; pèse 0,90, se fond à 82° c.; très-combustible; extrait de la soude.

27. — 3. *Lithion*. — Métal d'un blanc brillant, extrêmement combustible, que l'on retire de la *lithine*, alcali contenu dans le minéral appelé *pétalite*.

28. — 4. *Calcium*. — Métal blanc que l'on retire de la chaux au moyen de l'électricité; exposé à l'air et chauffé doucement, il s'enflamme et produit de l'oxide de calcium ou de la *chaux*.

29. — 5. *Barium*. — Métal d'un gris foncé; deux fois plus pesant que l'eau; s'enflamme lorsqu'on l'expose à une douce chaleur, et produit de l'oxide de barium ou de la *baryte*.

30. — 6. *Strontium*. — Métal retiré de la strontiane et qui a l'aspect du barium.

31. — 7. *Magnésium*. — Ce métal n'a pas encore été isolé; mais on retire de la magnésie une substance métallique qui décompose l'eau comme le font les autres métaux de cette section.

32. — 8. *Manganèse*. — Gris-blanc, lorsqu'on vient de l'extraire; mais exposé à l'air, il se ternit bientôt, devient rougeâtre et se réduit en poussière ou oxide noir; très-dur; très-cassant; pèse 8; très-difficile à fondre.

33. — 9. *Fer*. — Blanc-grisâtre; fibreux; très-tenace; ductile; attirable à l'aimant; pèse 7, 78; très-peu fusible.

34. — 10. *Zinc*. — Blanc-bleuâtre; à grandes lames; demi-cassant, mais susceptible d'être laminé; pèse 7; brûle, lorsqu'il est rouge, avec une flamme blanche.

35. — 11. *Étain*. — Blanc; éclatant; mou; malléable; peu ductile; peu sonore; pèse 7, 30; se fond à 155° c.

36. — 12. *Cadmium*. — Métal à peu près semblable à l'étain; pèse 8, 63; inaltérable à l'air, à moins qu'il ne soit chauffé.

37. — 13. *Cuivre*. — D'un beau rouge; très-doux; très-ductile; odorant; âcre; vénéneux; pèse 8, 8; brûle avec une flamme verte.

38. — 14. *Plomb*. — D'un blanc terne; mou; peu tenace; malléable; pèse 11, 35; se fond à 315° c.

39. — 15. *Antimoine*. — Blanc ; brillant ; à grandes lames ; dur ; cassant ; pèse 6, 74 ; se fond à 427° c.

40. — 16. *Bismuth*. — Blanc-jaunâtre ; à grandes lames ; cassant ; inodore ; pèse 9, 8 ; se fond à 247° c., et se cristallise par le refroidissement.

41. — 17. *Cobalt*. — Gris-rougeâtre ; d'un tissu fin et grenu ; dur ; très-cassant ; pèse 7, 7 ; difficile à fondre.

42. — 18. *Urane*. — Gris foncé ; en petits globules agglutinés ; facile à limer ; cassant ; pèse 9 ; très-difficile à fondre.

43. — 19. *Titane*. — D'une couleur de cuivre ; dur ; cassant ; difficile à fondre.

44. — 20. *Cérium*. — Blanc ; dur ; cassant ; peu connu.

45. — 21. *Tellure*. — Gris-blanc ; brillant ; lamelleux ; cassant ; pèse 6, 1 ; facilement fusible et très-volatil.

46. — 22. *Sélénium*. — Gris ; brillant ; d'une cassure grenue ; se fond à 110° ; se volatilise en répandant une odeur forte.

47. — 23. *Arsenic*. — En lames d'un gris-bleuâtre ; brillant ; très-cassant ; vénéneux ; se fond aisément et peut être distillé en vases clos à 182° ; pèse 8, 3 ; chauffé à l'air, il brûle avec une flamme bleue en exhalant une odeur d'ail.

48. — 24. *Molybdène*. — En grains d'un gris-blanc, brillants, agglutinés, cassans ; pèse entre 7 et 8 ; extrêmement difficile à fondre.

49. — 25. *Chrome*. — En petites masses d'un blanc-gris; cassant; pèse 5, 9; peu fusible.

50. — 26. *Tungstène*. — Gris-blanc; grenu; très-dur; cassant; pèse 17, 5; difficile à fondre.

51. — 27. *Colombium*. — Couleur de fer; très-dur; cassant; brûle à une chaleur rouge.

52. — 28. *Nickel*. — Gris-blanc; grenu; dur; peu cassant; malléable; attirable à l'aimant; pèse 8, 5; d'une fusion difficile.

53. — 29. *Mercure*. — Blanc-argenté; liquide à la température ordinaire; pèse 13, 5; peu altérable par l'air. (*Voyez MERCURE.*)

54. — 30. *Osmium*. — Gris foncé; se volatilise lorsqu'on le chauffe à l'air; insoluble dans les acides; soluble dans la potasse.

55. — 31. *Iridium*. — Blanchâtre; pèse plus de 18; difficilement soluble dans les acides.

56. — 32. *Rhodium*. — Blanc; pèse 10, 6; se fond très-difficilement.

57. — 33. *Palladium*. — D'un blanc terne; en petits grains; fibreux; dur, malléable; ductile; pèse environ 11.

58. — 34. *Argent*. — Blanc; brillant; très-ductile; tenace; peu altérable; pèse 10, 5. (*Voy. ARGENT.*)

59. — 35. *Or*. — D'un beau jaune; très-tenace; très-ductile; peu sonore; peu altérable; pèse 19, 25. (*Voyez OR.*)

60. — 36. *Platine*. — D'un blanc terne; très-

ductile; très-tenace; pèse 21, 5; presque infusible; inaltérable à l'air et à l'eau. (*Voyez* PLATINE.)

61. Les six métaux de la section F n'ont pas encore été réduits à l'état métallique. Les principaux oxides de cette section sont la *silice* et l'*alumine*.

61 bis. La *silice* (oxide de silicium) est une terre blanche; pulvérulente; rude au toucher; inodore; insipide; elle use et raye les métaux; pèse 2, 65; elle est insoluble dans l'eau; inaltérable par le plus grand feu et par tous les acides, excepté l'acide fluorique; unie aux alcalis fixes, la silice devient susceptible de se fondre et de se convertir en verre.

On trouve abondamment la silice dans le sable, le quartz, le silex, le caillou, l'agate, le jaspé, le grés, etc. Elle forme une grande partie de plusieurs roches qui se trouvent à la surface du globe.

La silice n'existe jamais pure et isolée dans la nature; il faut la séparer, par des opérations chimiques, des autres corps avec lesquels elle est unie.

La silice sert à une foule d'usages: combinée avec les alcalis fixes, elle forme le verre; unie en diverses proportions avec l'alumine, elle constitue toutes les poteries, depuis les vases les plus communs jusqu'à la plus fine porcelaine; elle est très-utile pour le moulage en sable; pour la préparation des mortiers et des cimens; pour la fabrication des briques réfractaires et des fourneaux de chimie qui doivent résister à l'action du feu le plus violent.

61^{ter}. *L'alumine* (oxide d'aluminium) est une terre blanche; pulvérulente; grasse au toucher; happant à la langue; insipide; elle pèse 2; forme avec l'eau une pâte ductile d'une odeur particulière; acquiert une grande dureté et se contracte par l'action du feu; elle est fusible à une grande chaleur; soluble dans les alcalis fixes; elle s'unit avec la plupart des acides, et forme avec eux des sels astringens; elle a une grande affinité pour les matières colorantes.

L'alumine fait la base des argiles ou terres glaises, de la terre de pipe, de la terre à foulon, de l'alun (273), des ardoises, des stéalites, etc.; dans les ocre, elle est unie avec les oxides de fer. On la trouve à l'état de cristallisation dans le saphir, les rubis, la topaze, etc.

On ne trouve que rarement l'alumine à l'état de pureté dans les terres; on la retire de l'alun en le décomposant par le carbonate d'ammoniaque.

L'alumine, à cause de la propriété qu'elle a de se mouler en différentes formes et de se durcir au feu, est employée à la confection des briques, des tuiles, de la poterie de terre, de la porcelaine, des fourneaux, etc. On la combine à l'acide sulfurique pour former l'alun; les teinturiers se servent de l'acétate d'alumine pour fixer le rouge de garance et quelques autres couleurs sur le calicot.

Combinaisons des corps simples les uns avec les autres.

62. Les corps simples se combinent entre eux et donnent naissance à des *composés* divers qui sont formés de deux, de trois, de quatre corps simples, etc. On les nomme composés *binaires*, *ternaires*, *quaternaires*, etc.

Nous allons indiquer les plus importantes de ces combinaisons.

OXIGÈNE

et *chlore* forment :

63. — 1°. L'*oxide de chlore*, composé de 30 parties d'oxigène et de 33, 5 parties de chlore. — Gazeux; jaunâtre foncé; odorant; détone par la chaleur de la main. (*Voyez* ce mot à la suite de l'article GAZ CHLORE.)

64. — 2°. L'*acide chlorique*, composé de 37, 5 oxigène, et de 35, 5 chlore. — Liquide; incolore; inodore; très-aigre; forme les sels appelés *chlorates*.

Oxigène et iode forment :

65. L'*acide iodique*, composé de 37, 5 oxigène, et de 117, 75 iode. — Blanc; demi-transparent; inodore, très-aigre, très-soluble dans l'eau; chauffé avec plusieurs corps combustibles il produit une détonation.

Oxigène et hydrogène forment :

66. — 1°. L'*oxide d'hydrogène* ou l'eau, composée de 1 hydrogène et de 7, 5 oxigène. — Li-

quide; incolore; transparente; inodore; insipide; bout à 100° c.; se cristallise à 0.

67. — 2°. Le *deutoxide d'hydrogène* (eau oxigénée). (Voyez EAU.)

Oxigène et azote forment :

68. — 1°. Le *protoxide d'azote*, composé de 7, 5 oxigène et de 13 azote. — Gazeux; incolore; d'une saveur sucrée; soluble dans l'eau; propre à la combustion, enivre ceux qui le respirent. (Voyez GAZ AZOTE, Expérience II.)

69. — 2°. Le *deutoxide d'azote*, composé de 15 oxigène et de 13 azote. — Gazeux; incolore; n'est point acide; peu propre à la combustion; impropre à la respiration; produit avec l'oxigène des vapeurs rouges. (Voyez GAZ AZOTE, Expérience III.)

70. — 3°. L'*acide nitreux*, composé de 30 oxigène et de 13 azote. — Gazeux; d'une couleur orange foncée; entretient la combustion de quelques corps; est entièrement absorbé par l'eau, avec laquelle il forme l'*acide nitreux liquide*.

71. — 4°. L'*acide nitrique*, composé de 37, 5 oxigène, et de 13 azote. — Liquide; incolore; d'une odeur piquante; d'une saveur excessivement acide; détruit les couleurs; corrode les substances animales; dissout la plupart des métaux avec lesquels il forme les sels appelés *nitrates*.

L'acide nitrique, mêlé à l'acide hydro-chlorique, forme l'acide *hydro-chloro-nitrique*, ou *eau régale*.

72. — 5°. L'air, composé de 21 oxygène et de 79 azote. — Gazeux; invisible; transparent; inodore; insipide; élastique; pesant. (V. AIR ATMOSPHÉRIQUE.)

Oxygène et soufre forment :

73. — 1°. L'acide sulfureux, composé de 15 oxygène et de 15 soufre. — Gazeux; invisible; d'une odeur suffocante; d'une saveur astringente; éteint la flamme; tue les animaux; détruit les couleurs bleues végétales; est absorbé par l'eau, avec laquelle il forme l'acide sulfureux liquide; s'unit à diverses bases avec lesquelles il forme les sels appelés *sulfites*.

74. — 2°. L'acide sulfurique, composé de 22, 5 oxygène, et de 15 soufre, en le supposant à l'état sec. — Liquide; visqueux; incolore; limpide; très-âcre; très-caustique; brûle les corps organisés; a une grande attraction pour l'eau; forme les sels appelés *sulfates*.

Oxygène et phosphore forment :

75. — 1°. L'oxide de phosphore.

76. — 2°. L'acide hypo-phosphoreux, et l'acide phosphatique.

77. — 3°. L'acide phosphoreux, composé de 11 phosphore et de 7, 5 oxygène. — Liquide; épais; visqueux; répand une odeur d'ail lorsqu'il est chauffé; en partie volatil; forme les sels appelés *phosphites*.

78. — 4°. L'acide phosphorique, composé de 45

phosphore et de 60 oxygène. — Solide; blanchâtre; très-déliquescent; très-acide; n'éprouve aucune altération par la chaleur; forme les *phosphates*.

Oxygène et carbone forment :

79. — 1°. L'*oxide de carbone*, composé de 5, 7 carbone et de 7, 5 oxygène. — Gazeux; invisible; brûle avec une flamme bleue pâle; impropre à la respiration.

80. — 2°. L'*acide carbonique*, composé de 5, 7 carbone et de 15 oxygène. — Gazeux; invisible; plus lourd que l'air; légèrement acide; un peu soluble dans l'eau; très-impropre à la respiration et à la combustion; forme les sels appelés *carbonates*. (*Voyez GAZ CARBONIQUE.*)

Oxygène et bore forment :

81. L'*acide borique*, composé de 5 bore et de 15 oxygène. — Solide; blanc; brillant; écailleux; inaltérable à l'air, d'une saveur légèrement acide.

Oxygène et métaux forment :

82. — 1°. Les *oxides métalliques*. — Il y a plusieurs degrés d'oxidation. (*Voyez GAZ OXYGÈNE.*)

83. — 2°. Les *acides métalliques*. — Ils sont produits par les cinq métaux de la section D.

84. — 3°. Les *alcalis et les terres alcalines*. — Ils sont formés par les métaux de la section A. (*Voyez ALCALIS et § 192.*)

85. Parmi les combinaisons des métaux avec

l'oxigène, il en est qui sont insolubles dans l'eau et qui n'ont point de saveur ni d'odeur; d'autres sont solubles et acides ou alcalines. Ces combinaisons sont de toutes les couleurs, et fréquemment le même métal, uni à des proportions différentes d'oxigène, produit des composés diversement colorés : par exemple, l'oxide *noir* et l'oxide *rouge* de mercure; l'oxide *blanc* et l'oxide *noir* de manganèse.

CHLORE
et oxigène forment :

86. L'oxide de chlore et l'acide chlorique (63 et 64).

Chlore et iode forment :

87. L'acide chloriodique, composé de 117, 7 iode, et de 35, 5 chlore. — En cristaux; de couleur orange foncée; déliquescent; aisément soluble et fusible.

Chlore et hydrogène forment :

88. L'acide hydro-chlorique, composé de 33, 5 chlore et de 1 hydrogène. — Gazeux; incolore; forme à l'air des vapeurs blanches; d'une odeur vive et piquante; éteint la flamme, suffoque les animaux; entièrement soluble dans l'eau avec laquelle il forme l'acide hydro-chlorique liquide, qui conserve l'odeur du gaz et qui répand des fumées blanches lorsqu'on l'expose à l'air. Cet acide forme les sels appelés *hydro-chlorates*, qui lorsqu'ils sont à l'état sec prennent le nom de *chlorures*. (*Voyez* GAZ ACIDE HYDRO-CHLORIQUE.)

Chlore et azote forment :

89. Le *chlorure d'azote*, composé de 13 azote et de 134 chlore. — Fluide huileux, plus pesant que l'eau, qui est décomposé avec une violence extrême par plusieurs corps combustibles. (*Voyez GAZ CHLORE, Expérience V.*)

Chlore et soufre forment :

90. Le *chlorure de soufre*, composé de 15 soufre et de 33, 5 chlore. — Liquide; jaune verdâtre; exhale des vapeurs suffocantes.

Chlore et phosphore forment :

91. Le *chlorure de phosphore*, composé de 11 phosphore et de 33, 5 chlore. — Liquide, rougeâtre; exposé à l'air, il exhale des fumées acides; ne change pas les couleurs bleues végétales; agit avec beaucoup d'énergie sur l'eau.

Chlore et carbone.

92. Ne se combinent pas; mais le chlore se combine avec l'oxide de carbone et forme l'acide *chloro-carbonique*, composé de 13, 2 oxide de carbone, et de 33, 5 chlore. — Gazeux; d'une odeur forte; soluble dans l'eau, et s'y change en acides carbonique et hydro-chlorique.

Chlore et bore.

93. Le bore brûle dans le chlore et forme un chlorure qui est inconnu.

Chlore et métaux.

94. Le chlore peut se combiner avec tous les métaux avec lesquels il forme des *chlorures métalliques*. Dans la plupart des cas, cette combinaison se fait avec inflammation; les métaux facilement oxidables brûlent avec beaucoup d'éclat lorsqu'on les projette dans le chlore.

95. Parmi les chlorures, les uns sont solubles, les autres sont insolubles dans l'eau. Plusieurs s'y décomposent et donnent naissance à de l'acide hydro-chlorique et à un oxide, et quelquefois à un hydro-chlorate. Le chlore peut se combiner en diverses proportions avec le même métal, et former des *proto-chlorures*, des *deuto-chlorures* ou *bi-chlorures*, et des *perchlorures*.

96. L'acide hydro-chlorique est décomposé par un grand nombre de métaux; dans ce cas, il se forme un chlorure et l'hydrogène se dégage.

IODE

et *Oxigène* forment :

97. L'*acide iodique* (65).

Iode et chlore forment :

98. L'*acide chloriodique* (87).

Iode et hydrogène forment :

99. L'*acide hydriodique*, composé de 117, 7 iode, et de 1 hydrogène. — Gazeux; incolore; ayant l'odeur de l'acide hydro-chlorique; fumant; très-

acide, très-soluble dans l'eau avec laquelle il forme l'acide hydriodique liquide; décomposé rapidement par le chlore.

Iode et azote forment :

100. *L'iodure d'azote.* — Poudre brune qui détonne par un léger choc et se réduit en azote et en iode. (*Voy. GAZ AMMONIAC, Expérience III.*)

Iode et soufre forment :

101. *L'iodure de soufre ou sulfure d'iode.* — Noir; cristallisable; rayonné; brillant; se décompose facilement.

Iode et phosphore forment :

102. *L'iodure de phosphore ou phosphure d'iode.* — Ces corps s'unissent en diverses proportions, et forment des composés de diverses couleurs qui décomposent l'eau avec beaucoup d'énergie, et qui produisent de l'acide phosphoreux et de l'acide hydriodique.

Iode et carbone ou bore.

103. Inconnus.

Iode et métaux.

104. L'iode s'unit à l'aide de la chaleur avec tous les métaux et forme des *iodures métalliques* qui sont solides, cassans, inodores, et de diverses couleurs. Les uns sont solubles dans l'eau sans décomposition; les autres y sont insolubles; d'autres enfin décomposent l'eau et se transforment en *hydriodates*. Dans

cette décomposition, l'hydrogène de l'eau convertit l'iode en un acide qui, en s'unissant avec les métaux respectifs, forme avec eux ces différens sels.

Les acides nitrique et sulfurique dégagent l'iode des iodures.

HYDROGÈNE

et *oxigène* forment :

105. L'eau (66).

Hydrogène et chlore forment :

106. L'acide *hydro-chlorique* (88).

Hydrogène et iode forment :

107. L'acide *hydriodique* (99).

Hydrogène et azote forment :

108. L'*ammoniaque* ou *alkali volatil*, composée de 13 azote et de 3 hydrogène. — Gazeuse; invisible; d'une odeur âcre et piquante; éteint la flamme; suffoque les animaux; jouit des propriétés attribuées aux alcalis (192); très-soluble dans l'eau avec laquelle elle forme l'*ammoniaque liquide*.

109. L'*ammoniaque* est décomposée par l'étincelle électrique, par l'acide nitrique, par le chlore et par plusieurs oxides métalliques; elle forme, avec quelques-uns, des composés susceptibles de cristallisation.

110. Combinée à l'acide *hydro-chlorique*, elle forme l'*hydro-chlorate d'ammoniaque* (Sel ammoniac).

111. Les *ammoniures* formés d'*ammoniaque* avec

les oxides d'or, d'argent, de platine, détonent avec violence par la chaleur ou par le choc. (V. ARGENT, OR, PLATINE FULMINANS.)

Hydrogène et soufre forment :

112. — 1°. L'*hydrure de soufre* ou *soufre hydrogéné*. — Liquide; oléagineux; d'une odeur d'œufs pourris; indissoluble dans l'eau; s'enflamme dans l'air à l'aide d'un corps allumé; se décompose spontanément à la température ordinaire.

113. — 2°. L'*acide hydro-sulfurique* ou l'*hydrogène sulfuré*, composé de 15 soufre et de 1 hydrogène. — Gazeux; invisible; très-fétide; un peu soluble dans l'eau, éteint les corps en combustion, brûle avec une flamme bleuâtre en déposant du soufre; extrêmement délétère.

114. Le chlore, l'iode, le potassium, l'acide nitrique, etc., décomposent l'hydrogène sulfuré.

115. Combiné à l'ammoniaque, il forme l'*hydro-sulfate d'ammoniaque*.

116. Combiné avec les terres, avec les alcalis et avec plusieurs oxides métalliques, il forme les *hydro-sulfures* qui sont généralement solubles dans l'eau, et dont les dissolutions précipitent celles des oxides métalliques. (Voy. GAZ ACIDE HYDRO-SULFURIQUE.)

Hydrogène et phosphore forment :

117. L'*hydrogène phosphoré*. — Il y en a de deux sortes :

118. — 1°. L'*hydrogène proto-phosphoré*.

119. — 2°. L'*hydrogène per-phosphoré*. — Gazoux; invisible; d'une odeur forte et nauséabonde; d'une saveur amère; s'enflamme spontanément dès qu'il a le contact de l'air.

120. L'oxygène et le chlore enflamment vivement le gaz hydrogène per-phosphoré. (*Voy. GAZ HYDROGÈNE PER-PHOSPHORÉ.*)

Hydrogène et carbone forment :

121. — 1°. Le *gaz hydrogène carboné*. — Invisible; d'une odeur empyreumatique; brûle avec une belle flamme plus ou moins blanche : c'est ce gaz qui sert à l'éclairage. (*Voy. GAZ HYDROGÈNE.*)

122. — 2°. Le *gaz hydrogène per-carboné* (gaz oléfiant), qui forme avec le chlore un fluide particulier nommé *hydro-carbure de chlore*. — Liquide; oléagineux; incolore; d'une odeur d'éther; bout à 66° c. en dégageant de l'acide hydro-chlorique et en déposant beaucoup de charbon.

Hydrogène et bore.

123. Inconnus.

Hydrogène et métaux.

L'hydrogène forme :

124. — 1°. Avec l'arsenic, le *gaz hydrogène arseniqué* et l'*hydrure d'arsenic*.

125. — 2°. Avec le tellure, l'*hydrogène telluré* et l'*hydrure de tellure*.

126. — 3°. Avec le potassium, à une température élevée, le *gaz hydrogène potassié*.

127. L'hydrogène se combine avec beaucoup d'oxides métalliques et les réduit en formant de l'eau; il se combine aussi avec quelques chlorures qui sont décomposés avec production d'acide hydro-chlorique.

AZOTE

et *oxigène* forment :

128. — 1°. *Le protoxide d'azote* (68).

2°. *Le deutoxide d'azote* (69).

3°. *Le gaz acide nitreux* (70).

4°. *L'acide nitrique* (71).

5°. *L'air atmosphérique* (72).

Azote et chlore forment :

129. *Le chlorure d'azote* (89).

Azote et iode forment :

130. *L'iodure d'azote* (100).

Azote et hydrogène forment :

131. *L'ammoniaque* (108).

Azote et soufre.

132. Ils ne forment point de composé défini; il en est de même de l'azote et du phosphore, quoique dans certains cas cependant, l'azote paraisse tenir du soufre et du phosphore en dissolution.

Azote et carbone forment :

133. *Le cyanogène ou carbure d'azote*, composé de carbone, 11, 4; et de 13 azote. — Gazeux; invisible; d'une odeur pénétrante; so-

luble dans l'eau; mais bien plus dans l'alcool, brûle avec une flamme violette; rougit les couleurs bleues végétales. A la chaleur de la lampe, il n'a aucune action sur l'iode, l'hydrogène, le soufre et le phosphore, mais il agit avec beaucoup d'énergie sur le potassium.

134. Le cyanogène et le chlore se combinent et produisent l'acide *chlomo-cyanique*, qui est liquide, incolore, d'une odeur irritante, et qui rougit le tournesol.

135. Le cyanogène combiné à l'hydrogène produit l'acide *hydro-cyanique* ou *prussique* composé de 13 azote; 11, 4 carbone et 1 hydrogène. — Liquide; incolore; d'une odeur très-forte d'amandes amères; d'une saveur un peu âcre; se volatilise promptement; rougit le tournesol; forme les sels appelés *hydro-cyanates*. C'est un poison très-violent.

SOUFRE

et *oxigène* forment :

136. — 1°. Le *gaz acide sulfureux* (73).

2°. L'*acide sulfurique* (74).

Soufre et chlore forment :

137. Le *chlorure de soufre* (90).

Soufre et iode forment :

138. L'*iodure de soufre* (101).

Soufre et hydrogène forment :

139. — 1°. L'*hydrure de soufre* (112).

2°. L'*acide hydro-sulfurique* (113).

Soufre et phosphore forment :

140. Le *sulfure de phosphore* ou *phosphure de soufre*. Le soufre et le phosphore se combinent en diverses proportions. Ce composé est ordinairement solide, quelquefois il est liquide, jaunâtre, s'enflamme souvent à l'air ; ou produit une explosion lorsqu'on le prépare.

Soufre et carbone forment :

141. Le *per-carbure de soufre* ou *sulfure de carbone*, composé de 5, 7 carbone et de 30 soufre. — Liquide ; incolore ; d'une odeur fétide ; d'une saveur âcre ; très-volatil ; bout à 41° c. ; insoluble dans l'eau ; soluble dans l'alcool et les huiles ; très-inflammable ; lorsqu'il brûle avec l'oxygène, il produit de l'acide carbonique et du gaz sulfureux.

Soufre et métaux forment :

142. Les *sulfures métalliques*. — Solides ; cassans ; sans éclat ; cristallisables ; inodores ; pour la plupart insipides ; plusieurs sont solubles dans l'eau. Lorsqu'ils sont chauffés, quelques-uns n'éprouvent aucun changement ; quelques autres se subliment sans altération ; d'autres perdent une partie de leur soufre et donnent naissance à du gaz sulfureux ; d'autres enfin se décomposent entièrement.

Quelquefois le même métal forme deux sulfures.

143. Les sulfures alcalins et terreux (soufre avec les alcalis et les métaux de la section D) sont solides ; bruns ; ils absorbent l'eau de l'atmosphère, et alors

ils exhalent une odeur d'œufs pourris, décomposent l'eau et deviennent en partie des *sulfates*.

PHOSPHORE

et *oxigène* forment :

144. — 1°. L'*acide phosphoreux* (76, 77).

2°. L'*acide phosphorique* (78).

Phosphore et *chlore* forment :

145. Le *chlorure de phosphore* (91).

Phosphore et *iode* forment :

146. L'*iodure de phosphore* (102).

Phosphore et *hydrogène* forment :

147. L'*hydrogène phosphoré* (117).

Phosphore et *soufre* forment :

148. Le *phosphure de soufre* (140).

Phosphore et *métaux*.

149. Le phosphore se combine en plusieurs proportions avec la plupart des métaux et forme des *phosphures métalliques*. Les phosphures sont solides, cassans, cristallisables; inodores; ils ont l'éclat métallique; la plupart se décomposent en totalité ou en partie à une haute température.

Le phosphore, introduit dans les dissolutions de métaux qui ont une faible attraction pour l'oxigène, les réduit à l'état métallique. (*Voyez* PRÉCIPITATION, Expériences IV et V.)

CARBONE

et *oxigène* forment :

150. — 1°. Le gaz *oxide de carbone* (79).

2°. Le gaz *acide carbonique* (80).

Carbone et chlore forment :

151. Le gaz *chloroxi-carbonique* (92).

Carbone et hydrogène forment :

152. Le gaz *hydrogène carboné* (121, 122).

Carbone et azote forment :

153. Le *cyanogène* (133).

Carbone et soufre forment :

154. Le *percarbure de soufre* (141).

Carbone et métaux.

155. Le carbone ne se combine qu'à un petit nombre de métaux. Avec le fer, il forme le *proto-carbure de fer* ou l'*acier*, et le *percarbure de fer* ou la *plombagine* que l'on emploie pour faire les crayons.

156. L'*acide carbonique* s'unit à la plupart des *oxides métalliques* et forme des *carbonates*.

BORE

et *oxigène* forment :

157. L'*acide borique* (81).

Bore et métaux forment :

158. Des *borures métalliques*. — Solides ; cassans ; inodores ; insipides ; peu connus.

159. La plupart des métaux peuvent se combiner les uns avec les autres; ils forment alors une classe de composés très-importans qu'on nomme *alliages* (*Voyez ce mot*).

DES ACIDES.

160. *Propriétés générales.* — *Voyez ACIDES.*

I. DES ACIDES BINAIRES.

A. Des *Oxacides binaires.* — (*Acides formés d'oxygène et d'un corps simple combustible.*)

161. *Acide arsénieux.* (Deutoxide d'arsenic.) — Solide; blanc; demi-transparent; cassant; d'une saveur âcre; se volatilise à 193° c. en répandant une odeur d'ail; soluble dans l'eau; pris intérieurement, il gangrène bientôt l'estomac et les intestins; forme les sels appelés *arsénites*.

162. *Acide arsenique*, solide; blanc; incristallisable; déliquescent; d'une saveur âcre et métallique; très-caustique; forme les sels appelés *arséniates*. C'est un poison violent.

163. Acide borique (81).

164. Acide carbonique (80).

165. Acide chlorique (64).

166. Acide iodique (65).

167. Acide nitreux (70).

168. Acide nitrique (71).

169. Acide nitro-hydrochlorique (71).

170. Acide phosphoreux (77).

171. Acide phosphorique (78).
 172. Acide sulfureux (73).
 173. Acide sulfurique (74).

B. Des *Hydracides binaires*. — (*Acides formés d'hydrogène et d'un corps simple combustible.*)

174. Acide hydro-chlorique (88).
 175. Acide hydriodique (99).
 176. Acide hydro-sulfurique (113).
 177. Acide hydro-cyanique (135) formé d'hydrogène et de *deux* corps simples.

178. *Acide fluorique*. — La base ou le radical de l'acide fluorique est inconnue; on suppose qu'il est un hydracide. — Liquide; incolore; d'une odeur très-piquante; devient gazeux à 26° c. Exposé à l'air humide, il produit des vapeurs blanches; appliqué sur la peau, il l'ulcère et la détruit à l'instant même en causant de vives douleurs. On l'extrait du *spath fluor* ou *fluat* de chaux. (*Voyez ACIDE FLUORIQUE.*)

179. Le *Gaz fluorique silicé* est du gaz fluorique contenant de la silice en dissolution.

180. L'acide *fluoborique* est un mélange d'acide fluorique et d'acide borique.

II. DES ACIDES TERNAIRES.

Des *Oxacides ternaires*. — (*Acides formés d'oxygène et de deux corps simples combustibles.*)

181. *Acide acétique*, composé de carbone 46, 83; d'oxygène 46, 83, et d'hydrogène 6, 35. — Liquide; incolore; d'une odeur pénétrante; d'une saveur

âcre; volatil; corrode les substances animales; très-étendu avec de l'eau, il constitue le *vinaigre*; forme les sels appelés *acétates*. La distillation du bois fournit abondamment cet acide.

182. *Acide benzoïque*, composé de carbone 74, 41; d'oxygène 20, 43; d'hydrogène 5, 6. — En cristaux prismatiques; doux au toucher; blanchâtre; d'une odeur aromatique lorsqu'on le chauffe; d'une saveur âcre et amère: fusible à un feu doux; volatil; inflammable; inaltérable à l'air; peu soluble dans l'eau; soluble dans l'alcool; forme les sels appelés *benzoates*. On l'extrait du benjoin et de plusieurs baumes.

183. *Acide citrique*, composé de 54, 83 oxygène; 41, 36 carbone, et 3, 80 hydrogène. — Cristallisé en prismes rhomboïdaux; d'une saveur très-aigre et forte; soluble dans l'eau; forme les sels appelés *citrates*; existe dans le suc de citron et d'autres fruits.

184. *Acide gallique*, composé de carbone 56, 64; oxygène 38, 36; hydrogène 5, 00. — En lames blanches, légères, brillantes, cristallisables; odorant lorsqu'il est chauffé; styptique; soluble dans l'eau et dans l'alcool, forme les sels appelés *gallates*; extrait de la noix de galle.

185. *Acide malique*, composé, suivant M. Vauquelin, de 54, 9 oxygène; 28, 3 carbone et de 16, 8 hydrogène. — Liquide; incolore; incristallisable; déliquescent; très-aigre; exposé à l'air en couches minces, il prend l'aspect d'un vernis; soluble dans

l'eau et dans l'alcool; forme les sels appelés *malates*. On l'extrait du suc de pommes ou de joubarbé.

186. *Acide margarique*. — Solide; cristallisé en aiguilles blanches et brillantes; insipide; insoluble dans l'eau; très-soluble dans l'alcool; forme les sels appelés *margarates*. On l'extrait du savon fait avec la graisse de pore et la potasse.

187. *Acide oxalique*, composé, suivant M. Thomson, de 64 oxigène; 32 carbone et 4 hydrogène. — Solide; cristallisé en prismes tétraèdres; transparent; d'une saveur très-acide; inaltérable à l'air; soluble dans son poids d'eau; forme les sels nommés *oxalates*. On l'extrait de l'oseille ou du sucre.

188. *Acide tartarique*. — Solide; cristallisé; incolore; soluble dans six parties d'eau; donne à la distillation de l'acide *pyro-tartarique*; forme les sels appelés *tartrates*. On le retire du sur-tartrate de potasse (Crème de tartre).

III. DES ACIDES QUATERNAIRES.

Des *Oxacides quaternaires*. — (*Acides formés d'oxigène et de trois corps simples, le carbone, l'hydrogène et l'azote.*)

189. *Acide amniotique*. — Solide; blanc; brillant; cristallisable; aigret; soluble dans l'eau et dans l'alcool; inaltérable à l'air. On le retire de l'eau de l'amnios de la vache (membrane qui renferme le fœtus).

190. *Acide sébacique*. — Solide; cristallisé en petites aiguilles blanches; inodore; aigre; d'une sa-

veur d'huile rancie ; inaltérable à l'air ; soluble dans l'eau et bien plus dans l'alcool ; forme les sels appelés *sébates*. C'est un produit de la distillation des graisses.

191. *Acide urique*. — Solide ; blanchâtre ; en poudre lamelleuse ; inodore ; insipide ; inaltérable à l'air ; très-peu soluble dans l'eau ; insoluble dans l'alcool ; forme les sels appelés *urates*. On le trouve dans l'urine de l'homme et dans les calculs urinaires.

DES ALCALIS.

192. Les *alcalis* ont une saveur âcre et urineuse ; quelques-uns attirent l'humidité de l'air ; ils sont très-solubles dans l'eau et dans l'alcool ; verdissent les couleurs bleues végétales ; brunissent les jaunes ; ramènent au bleu les couleurs bleues végétales rougies par les acides ; combinés avec le soufre, ils forment des *sulfures alcalins* ; unis aux acides, ils forment des sels solubles dans l'eau ; combinés avec les huiles, ils les rendent miscibles à l'eau et forment des savons ; avec la silice ils forment le verre. Les alcalis sont très-caustiques et agissent avec énergie sur la chair des animaux.

193. La *potasse*, la *soude* et l'*ammoniaque* (108) sont les trois principaux alcalis. La *chaux*, la *baryte*, la *strontiane* et la *magnésie* sont des *terres alcalines* peu solubles et qui ne forment point de savon avec les huiles.

194. Le *deutoxide de potassium* (*potasse, alcali*

fixe végétal) pur, est solide, blanc, très-âcre et caustique; il ne fait point effervescence avec les acides; il se fond lorsqu'il est rouge; se volatilise à une température plus élevée; se liquéfie lorsqu'on l'expose à l'air dont il absorbe l'humidité et l'acide carbonique; se combine avec la plupart des acides avec lesquels il forme des sels pour la plupart cristallisables.

195. Uni à l'eau, il forme l'*hydrate de potasse* ou la *potasse caustique*.

196. Combiné à l'acide carbonique, il forme le *sous-carbonate de potasse*, ou la *potasse* du commerce, qui est un sel alcalin, blanc, âcre, déliquescent; qui se résout à l'air en une liqueur appelée *huile de tartre par défaillance*; très-soluble dans l'eau; fusible à une chaleur rouge; indécomposable par le feu.

197. On extrait la potasse de la lessive des cendres de bois. La combustion du tartre du vin fournit aussi du *sous-carbonate de potasse* ou *sel de tartre*. On enlève l'acide carbonique à la potasse, et on la rend caustique au moyen de la chaux.

198. Le *deutoxide de sodium* (*soude, alcali fixe minéral*), est blanc; très-caustique; analogue pour la plupart de ses propriétés au deutoxide de potassium. Exposé à l'air, il s'effleurit, en absorbe l'acide carbonique, et passe à l'état de *sous-carbonate de soude*, qui est un sel alcalin, cristallisable, âcre, efflorescent à l'air, soluble dans la moitié de son

poids d'eau, fusible, indécomposable par la chaleur; c'est la *soude* du commerce. On l'extrait en lessivant les cendres de diverses plantes marines.

199. La dissolution d'hydro-chlorate de platine produit un précipité jaune dans les dissolutions de potasse; elle n'en produit point dans la dissolution de soude. C'est un bon réactif pour distinguer ces alcalis.

200. L'*oxide de calcium* (*chaux vive*) est solide; gris-blanc; cristallisable en prismes rhomboïdaux; d'une saveur urineuse, âcre, chaude et presque caustique; il verdit les couleurs bleues végétales; exposé à l'air, il s'éteint, se délite, se fendille, et finit par tomber en poussière en attirant l'humidité et l'acide carbonique de l'air, et passe ainsi à l'état de *sous-carbonate de chaux*; il absorbe l'eau avec avidité, la solidifie en dégageant une chaleur vive accompagnée de sifflement, de fumée, et même d'une lueur phosphorescente dans l'obscurité; soluble dans 750 parties d'eau, et forme l'*eau de chaux*; infusible; il se combine avec les acides et forme ainsi les sels calcaires, tantôt insipides, indissolubles et pierreux; tantôt très-âcres et très-solubles, suivant la diversité des acides; s'unit au phosphore, au soufre, etc.

201. L'*eau de chaux* est limpide; d'une saveur âcre et alcaline; elle verdit les couleurs bleues végétales, se trouble par l'acide carbonique qui en précipite du sous-carbonate de chaux.

202. La chaux combinée à l'acide carbonique

forme la craie, les spaths calcaires, les marbres, la pierre à chaux, qui sont des carbonates de chaux. Combinée à l'acide sulfurique, elle forme le sulfate de chaux, le gypse ou la pierre à plâtre, la sélénite. Combinée à l'acide phosphorique, elle forme le phosphate calcaire qui fait la base des os des animaux. Avec l'acide fluorique, elle forme le spath fluor ou fluat de chaux.

203. On obtient la chaux (vive) en chauffant du carbonate de chaux à une forte chaleur qui volatilise l'eau et l'acide carbonique contenus dans la pierre.

204. Le *protoxide de barium (baryte)*. — Solide ; gris-blanc ; cristallisé en prismes ; pèse 4 ; d'une saveur piquante et caustique ; verdit les couleurs bleues végétales ; rend les huiles miscibles à l'eau ; donne une teinte jaune à la flamme de l'alcool ; exposé à l'air, il s'échauffe, se boursouffle et en attire l'eau et l'acide carbonique ; humecté avec un peu d'eau, il l'absorbe promptement, dégage beaucoup de calorique, se durcit considérablement et se comporte à peu près comme la chaux vive ; soluble dans 20 parties d'eau froide avec laquelle il forme l'*eau de baryte* qui est limpide, incolore, et qui agit avec énergie sur les couleurs bleues végétales. Toutes les combinaisons de la baryte sont des poisons violens.

205. L'*eau de baryte* et l'*hydro-chlorate de baryte* sont d'excellens réactifs pour découvrir la présence de l'acide sulfurique.

206. L'*oxide de strontium* (*strontiane*) est solide; gris-blanc; cristallisable; pèse 4; efflorescent à l'air; caustique; d'une saveur âcre et alcaline, mais moindre que celle de la baryte; absorbe l'eau avec sifflement; soluble dans 50 parties d'eau froide; se combine aux acides et forme des sels qui communiquent à la flamme de l'alcool une belle couleur purpurine.

207. La solution de strontiane est transparente, incolore, verdit les couleurs bleues végétales; sa saveur est astringente et âcre; l'acide carbonique y fait un précipité comme dans l'eau de chaux; elle n'est point vénéneuse comme celle de baryte.

208. L'*oxide de magnésium* (*magnésie*) est blanc; pulvérulent; doux au toucher; léger; inodore; insipide; verdit légèrement les couleurs bleues végétales; soluble dans 2,000 parties d'eau froide et dans les carbonates alcalins; infusible; exposé à l'air il en attire insensiblement l'eau et l'acide carbonique, et dégage du calorique; il forme, avec la plupart des acides, des sels très-solubles qui ont une saveur amère.

209. La *magnésie* est un des principaux matériaux constitutifs des stéatites, des ardoises, des serpentines, du mica, etc. Elle est employée en médecine contre les aigreurs d'estomac et les empoisonnements; le sulfate de magnésie (sel d'Epsom) est purgatif et apéritif.

DES SELS.

210. *Propriétés générales.* (Voyez SELS.)

ACÉTATES.

211. Les acétates sont pour la plupart très-solubles; déliquescents; difficilement cristallisables; se décomposent spontanément lorsqu'on expose leurs dissolutions à l'air; sont décomposés par l'action de la chaleur et par les acides, et donnent ainsi un acide appelé *pyro-acétique*.

Les principaux acétates sont :

212. L'*acétate d'alumine*, dont les imprimeurs en calicot se servent comme mordant.

213. L'*acétate d'ammoniaque*. (Esprit de Mendererus.) — Déliquescent; se cristallise avec beaucoup de peine; d'une odeur vive et pénétrante; soluble; rangé en médecine parmi les fortifiants et les toniques.

214. L'*acétate de baryte*. — Excellent réactif pour découvrir l'acide sulfurique. On s'en est servi pour découvrir la présence de cet acide dans le vinaigre.

215. L'*acétate de cuivre*. — En cristaux prismatiques de couleur verte; peu soluble dans l'eau et dans l'alcool.

216. L'*acétate de plomb*. (Sel ou sucre de Saturne.) — Cristallisé en prismes quadrangulaires; d'une saveur sucrée; soluble dans quatre parties

d'eau; se décompose par l'acide carbonique qui en trouble la dissolution.

217. Le *sous-acétate de plomb* dissous forme l'*eau de Goulard*.

218. L'*acétate de potasse*. (Terre foliée de tartre. Sel digestif de Sylvius.) — En lames; se cristallise difficilement; déliquescent; soluble dans son poids d'eau, à laquelle il donne une saveur âcre et salée; employé en médecine comme fondant.

ARSÉNIATES ET ARSÉNITES.

219. Les *arséniates*, chauffés avec du charbon, sont décomposés, et il se sublime de l'arsenic que l'on reconnaît à l'odeur d'ail qu'il répand. — Le *sur-arséniat* de potasse (sel arsenical de Macquer) est employé en pharmacie.

220. Les *arsénites* sont plus ou moins solubles, incristallisables; leurs dissolutions dans l'eau précipitent l'acide arsenieux, par l'effet de plusieurs acides.

221. L'*arsénite de potasse* (foie d'arsenic) est incristallisable; il prend la forme de gelée; mêlé à une dissolution de sulfate de cuivre, il forme la belle couleur verte connue sous le nom de *vert de Schèele*.

BORATES.

222. Les *borates* se fondent tous en verre, et ils forment avec plusieurs oxides métalliques des verres colorés; ils produisent par l'action de plu-

sieurs acides, des cristaux en écailles d'acide borique.

223. Le *sous-borate de soude* ou *borax* a une saveur douceâtre ; il est un peu astringent ; très-fusible ; soluble dans douze parties d'eau ; il sert à l'essai des mines et pour la soudure des métaux.

CARBONATES.

224. Les *carbonates alcalins* sont tous solubles dans l'eau, tandis que les *carbonates terreux et métalliques* ne sont dissous par l'eau, qu'autant que l'acide qui compose le carbonate est en excès. Traités par les acides forts, les carbonates font effervescence et dégagent leur acide carbonique. Plusieurs carbonates terreux sont décomposés par la seule action de la chaleur : ainsi, en brûlant la pierre à chaux qui est un carbonate calcaire, la base reste, et l'acide carbonique est volatilisé.

225. *Sous-carbonate d'ammoniaque*. — Cristallisable ; volatil ; ayant une légère odeur d'ammoniaque ; dégagé et formé des matières animales décomposées par le feu.

226. *Sous-carbonate de chaux*. — Très-abondant dans la nature, donnant de la chaux par l'action du feu, constituant les pierres calcaires, les marbres, les albâtres, les stalactites, etc.

227. *Sous-carbonate de potasse*. — Cristallisé en prismes carrés ; d'une saveur alcaline ; verdissant les couleurs bleues végétales. (*Voyez* 196 et 197.)

228. On remarque encore les carbonates de soude, de baryte, de strontiane et de magnésie.

CHLORATES.

229. Ils produisent par l'action de la chaleur du gaz oxigène pur, et ils sont convertis en hydrochlorates et en chlorures; mêlés avec des corps combustibles, ils détonent avec une grande violence par la pression ou le choc; ils sont tous solubles dans l'eau; quelques-uns se dissolvent facilement dans l'alcool; ils sont décomposés par tous les acides forts, souvent avec flamme et détonation.

230. *Chlorate de potasse.* — Blanc; cristallisé en lames rhomboïdales; d'une saveur fraîche et austère; devient phosphorescent lorsqu'on le triture; inaltérable à l'air; soluble dans 18 parties d'eau froide; mêlé avec du soufre et du charbon, il détone avec violence par la percussion. Il s'enflamme par l'acide sulfurique.

231. *L'eau de javelle*, employée pour le blanchiment des étoffes de fil et de coton, n'est autre chose qu'une dissolution de chlorate de potasse.

232. *Chlorate de chaux.* — Déliquescent, cristallise difficilement; âcre; amer; dissous dans l'eau; il forme une liqueur qui sert à blanchir les fils ou cotons écrus, et beaucoup moins chère que l'eau de javelle.

CITRATES.

233. Ils sont décomposés par les acides forts ; donnent à la distillation un peu d'acide acétique ; les dissolutions de ces sels se décomposent spontanément après quelque temps.

234. On remarque les citrates de chaux et de potasse.

FLUATES.

235. Ils produisent par le contact des acides sulfurique, nitrique, hydro-chlorique etc., une vapeur blanche, épaisse, âcre, qui corrode le verre, et qui, étant condensée en eau, forme l'acide fluorique liquide.

Les fluates ne sont pas décomposés par la simple chaleur ni altérés par les combustibles. Les uns sont solubles, les autres sont insolubles dans l'eau. Plusieurs sont phosphorescens lorsqu'ils sont chauffés.

236. On distingue le fluate de chaux (fluorure de calcium, spath fluor, vitreux, phosphorique), les fluates de soude, d'ammoniaque, d'alumine et de silice.

GALLATES.

257. Précipitent en noir les dissolutions de fer très-oxidé ; réduisent en partie les oxides d'or, d'argent et de mercure.

HYDRIODATES.

238. Solubles dans l'eau ; décomposés par l'acide sulfurique, l'acide nitrique et le chlore.

239. L'*hydriodate de potasse* est employé depuis quelque temps en médecine contre les goîtres.

HYDRO-CHLORATES.

240. Salés; solubles dans l'eau; peu altérables par les corps combustibles; décomposables par le feu, par la potasse et la soude; donnent une vapeur blanche, épaisse et piquante (gaz acide hydro-chlorique), par l'acide sulfurique, et une vapeur verdâtre (acide nitreux et chlore) par l'acide nitrique; volatils par la dessiccation et la cristallisation. Les hydro-chlorates se transforment en *chlorures*, et les chlorures dissous dans l'eau, passent à l'état d'hydro-chlorates.

241. *Hydro-chlorate de baryte*. — Cristallisé en octaèdres; très-sapide; vénéneux, réactif pour découvrir la présence de l'acide sulfurique.

242. *Hydro-chlorate de soude*. (Chlorure de sodium [sec], sel marin, sel de cuisine.) — *Salé*; cristallisé en cubes; décrépitant et fusible au feu; soluble dans l'eau; existe dans la terre à l'état de sel gemme et dans les eaux salées.

243. *Hydro-chlorate de chaux*. (Chlorure de calcium lorsqu'il est sec.) — Très-salé; très-amer, très-déliquescent, produit un grand froid lorsqu'on le mêle avec de la glace. (*Voy.* CALORIQUE, § IV.)

244. *Hydro-chlorate d'ammoniaque* (sel ammoniac). — Provient des matières animales décomposées par le feu; décomposable par la chaux et les

alcalis qui en dégagent l'ammoniaque sous la forme de gaz.

HYDRO-CYANATES.

245. Les *hydro-cyanates* de potasse de soude, de chaux et d'ammoniaque, sont solubles dans l'eau, tandis que les autres y sont insolubles; ils verdissent le sirop de violettes; ils sont décomposables par tous les acides; calcinés en vases clos, plusieurs hydrocyanates perdent l'hydrogène de leur acide et passent à l'état de *cyanures*.

246. L'*hydro-cyanate de potasse* est employé comme réactif pour découvrir la présence du fer.

247. Les hydro-cyanates combinés avec le fer forment les *hydro-cyanates ferrugineux* ou *ferro-cyanates*.

HYDRO-SULFATES.

248. L'*acide hydro-sulfurique* (hydrogène sulfuré) ne se combine qu'avec un petit nombre d'oxides métalliques. Les hydro-sulfates solubles dans l'eau ont une saveur âcre et amère et une odeur d'œufs pourris, lorsqu'ils sont à l'état liquide. Les hydro-sulfates insolubles sont inodores et insipides; tous les hydro-sulfates sont décomposés par l'action du feu de même que par le chlore et l'iode.

NITRATES.

249. Cristallisables; solubles dans l'eau; se décomposent tous à une chaleur rouge, en dégageant de l'oxigène et de l'azote; leur mélange, à une cha-

leur rouge, avec des substances combustibles, s'enflamme et détone; chauffés avec l'acide hydrochlorique, il se dégage du chlore et de l'acide nitreux; l'acide sulfurique décompose aussi les nitrates, déplace l'acide nitrique qui s'échappe sous forme de vapeurs et forme des sulfates.

250. *Nitrate de potasse* (nitre ou salpêtre). — Blanc; cristallisé en prismes à six pans; d'une saveur fraîche et salée; sert pour fabriquer la poudre à tirer et dans beaucoup d'arts. On le trouve dans les plâtras et après les vieux murs.

251. *Nitrate de soude*. — Cristallisé en cubes rhomboïdaux; déliquescent; d'une saveur fraîche et piquante.

252. *Nitrate de chaux*. — Cristallisé en prismes à six pans; déliquescent; d'une saveur chaude et amère.

253. *Nitrate d'ammoniaque*. — Cristallise en prismes à six pans, déliquescent, d'une saveur piquante très-vive; détone seul à une haute température à cause de la décomposition de sa base par l'acide nitrique.

254. Le *nitrate d'argent* forme la *Pierre infernale* employée en médecine comme caustique.

NITRITES.

255. Ils proviennent de la demi-décomposition des nitrates par le feu, et donnent une vapeur rouge nitreuse par les acides sulfurique et nitrique.

OXALATES.

256. Plus ou moins solubles dans l'eau ; décomposables par le feu ; difficilement décomposables par les acides ; précipitent la chaux et les sels calcaires de leurs dissolutions. Il y a des *oxalates neutres*, des *sous-oxalates*, des *oxalates acidules* ou *sur-oxalates*, et des *oxalates acides* ou *quadroxalates*.

257. *Oxalate acide de potasse* (sel d'oseille). — Aigrelet ; peu soluble à froid ; rougit fortement le tournesol ; employé pour enlever les taches d'encre.

258. *Oxalate d'ammoniaque*. — Cristallisé en longs tétraèdres ; d'une saveur très-piquante ; très-soluble dans l'eau ; insoluble dans l'alcool ; bon réactif pour découvrir les sels calcaires.

PHOSPHATES.

259. Se fondent en verre opaque ou transparent à une température élevée ; phosphorescens ; se dissolvent sans effervescence par l'acide nitrique ; décomposables en partie par l'acide sulfurique ; les phosphates à base terreuse ou alcaline n'éprouvent point de décomposition lorsqu'ils sont chauffés avec des corps combustibles.

260. On distingue les *phosphates neutres*, les *sous-phosphates*, les *phosphates acidules* et les *phosphates acides*.

261. *Sous-phosphate de chaux*. — Pulvérulent ; insipide ; insoluble dans l'eau ; soluble dans la plu-

part des acides ; forme la base des os et de plusieurs concrétions des animaux ; employé pour la préparation du phosphore.

262. *Phosphate neutre de soude.* — En cristaux rhomboïdaux ; d'une saveur salée très-peu amère ; décomposable par la chaux ; employé en médecine comme purgatif ; existant dans les urines et les liqueurs animales.

263. *Phosphate neutre d'ammoniaque.* — Il n'est pas efflorescent ni déliquescent ; il est inodore ; piquant ; soluble dans l'eau ; exposé au feu , il perd son ammoniaque , et son acide reste sous forme d'un verre fondu ; employé pour empêcher l'inflammation des toiles et des décors de théâtre.

PHOSPHITES.

264. Ils sont neutres , ou acides , ou avec excès de base ; d'une saveur fétide ou désagréable ; lorsqu'on les chauffe , ils émettent une flamme phosphorescente et même ils abandonnent une partie de phosphore et sont convertis en phosphates ; par une forte chaleur , ils se fondent en verre ; chauffés avec du nitrate de potasse , ils détonent et deviennent des phosphates ; ils sont également changés en phosphates lorsqu'on les traite avec le chlore ou l'acide nitrique.

SULFATES.

265. En général peu altérables par l'air , la lumière et le feu ; d'une saveur amère ; pour la plu-

part solubles dans l'eau ; leurs dissolutions sont troublées par celles de baryte ; chauffés avec du charbon à une chaleur rouge , ils sont tous décomposés et la plupart sont ainsi convertis en sulfures ; il se dégage en même temps de l'acide carbonique et de l'oxide de carbone.

266. *Sulfate neutre de baryte* (spath pesant). — Sel naturel , fossile , cristallisé , lourd , insipide , insoluble , qui devient phosphorescent après avoir été calciné.

267. *Sulfate neutre de potasse*. (Tartre vitriolé , sel de duobus.) — Blanc ; d'une saveur fraîche ; légèrement amer ; inaltérable à l'air ; peu soluble ; décrépitant au feu.

268. *Sulfate neutre de soude*. (Sel de Glauber.) — Blanc ; d'une saveur fraîche ; très-amer ; efflorescent à l'air ; soluble dans l'eau ; purgatif.

269. *Sulfate neutre de chaux*. (Plâtre , gypse sélénite.) — Blanc ; peu soluble ; calcinable ; absorbe l'eau qu'il a perdue dans sa calcination , se durcit par cette absorption qui se fait avec chaleur , et dans laquelle une portion d'eau est solidifiée.

270. *Sulfate neutre de magnésie*. (Sel d'Ep-som.) — Blanc ; très-amer ; efflorescent ; soluble dans l'eau ; décomposable par la potasse et la soude ; employé comme purgatif.

271. *Sulfate de fer* (proto-sulfate neutre). Vitriol vert , couperose verte. — En prismes rhom-

boïdaux ; vert ; transparent ; styptique ; efflorescent à l'air , soluble dans l'eau ; décomposable par la plupart de terres et des alcalis ; employé en teinture et pour la préparation de l'encre.

272. *Deuto-sulfate neutre de cuivre.* (Couperose bleue, vitriol bleu.) — Cristallisé en prismes irréguliers ; bleu ; transparent ; très-styptique ; efflorescent ; soluble ; sa dissolution est décomposée par les terres et les alcalis ; employé en médecine et en teinture.

273. *Sulfate double d'alumine et de potasse ou d'alumine et d'ammoniaque.* (Alun.) — Cristallisé en octaèdres ; blanc ; styptique ; astringent ; légèrement efflorescent ; soluble dans 15 parties d'eau ; rougit les couleurs bleues végétales ; lorsqu'on le chauffe , il perd son eau de cristallisation , se boursoufle , devient opaque , plus insoluble , et forme l'*alun calciné* qui est corrosif. Calciné avec du charbon , il forme le *pyrophore* , composé qui s'enflamme à l'air et qui contient du potassium. La baryte , la chaux et les alcalis précipitent la dissolution d'alun , en séparent l'alumine et s'emparent de l'acide.

L'alun est employé en médecine et dans plusieurs arts.

SULFITES.

274. Ils ont une saveur et une odeur sulfureuses ; ils sont solubles dans l'eau ; exposés au feu ou à l'air humide , ils deviennent *sulfates* ; décompo-

sables par les acides sulfurique, nitrique et hydrochlorique; lorsqu'ils sont purs, la dissolution de baryte n'a aucune action sur eux.

TARTRATES.

275. Les uns sont solubles dans l'eau, les autres y sont insolubles; lorsqu'on les chauffe au rouge, l'acide est décomposé, la base reste; tous peuvent se combiner avec une autre base et former des sels doubles. Les tartrates peuvent aussi se combiner avec un excès d'acide et former des *sur-tartrates* ou *tartrates acides*.

276. *Tartrate de chaux*. — Insipide; insoluble; existe dans le tartre.

277. *Tartrate de potasse*. (Sel végétal.) — Cristallisé en prismes tétraèdres; d'une saveur amère; soluble dans son poids d'eau; absorbe de l'acide et passe à l'état de *sur-tartrate*; employé en médecine comme purgatif.

278. *Tartrate de potasse et de soude*. (Soude tartarisée, sel de Seignette.) — Cristallisé en prismes à huit ou dix pans; très-sapide; très-amer; inaltérable à l'air; soluble dans l'eau; purgatif.

279. *Tartrate acide de potasse* ou *sur-tartrate de potasse*. (Crème de tartre.) — Blanc; cristallisé en prismes quadrangulaires, d'une saveur aigre, désagréable; inaltérable à l'air; soluble dans 120 parties d'eau froide; insoluble dans l'alcool; lorsqu'on l'expose à la chaleur, il se fond, se noircit et se dé-

compose. Employé en médecine, en teinture et pour guérir la *graisse des vins*. (Voyez notre Mémoire couronné par la Société académique de Châlons-sur-Marne.)

280. *Tartrate de potasse et d'antimoine*. (Émétique.) — En petits cristaux octaèdres et tétraèdres; blanc; transparent; légèrement efflorescent; d'une saveur caustique et nauséabonde; soluble dans 15 parties d'eau froide; rougit le tournesol; décomposable par les alcalis et par les infusions de quelques plantes amères et astringentes; agit avec énergie sur l'estomac comme vomitif.

281. L'émétique calciné en vases clos forme une substance pyrophorique qui contient beaucoup de potassium. (Voyez CHARBON FULMINANT.)

282. Le *tartre martial soluble*, les *boules de mars* sont des tartrates de potasse et de fer.

URATES.

283. Sels faibles; solubles lorsque leurs bases le sont; décomposables par tous les acides; produisant de l'acide hydro-cianique dans leur décomposition.

284. L'*urate d'ammoniaque* existe dans les calculs urinaires humains. L'*urate de soude* se trouve dans les concrétions arthritiques ou goutteuses de l'homme.

DES COMPOSÉS VÉGÉTAUX.

285. Les végétaux sont formés de trois élémens : l'oxygène, l'hydrogène et le carbone (1). C'est la réunion de ces trois substances simples, dans des proportions différentes, qui constitue l'ensemble et la structure des végétaux et de leurs produits.

286. Les substances végétales diffèrent chimiquement des minéraux, en ce qu'elles sont des composés plus compliqués, et qu'aucune d'elles ne peut être formée artificiellement et sans le tissu organisé des végétaux vivans.

287. Les plantes ont, à l'aide du contact de la lumière solaire, le pouvoir de décomposer dans leurs feuilles, l'eau et le gaz acide carbonique; de s'assimiler l'hydrogène de l'eau et le carbone que leur fournissent les sucs de la terre et l'acide carbonique répandu dans l'atmosphère; de séparer de l'eau et de l'acide carbonique, l'oxygène, dont une partie se combine avec le calorique et se répand dans l'atmosphère à l'état de gaz, tandis que l'autre se fixe dans le tissu du végétal.

288. Les matériaux ou principes immédiats qui

(1) Et quelquefois l'azote. Plusieurs d'entre eux contiennent aussi du soufre, du phosphore, de la potasse, de la silice, de la chaux et plusieurs sels; mais ces corps ne sont point les principes essentiels des plantes.

composent le corps des végétaux sont très-variés et très-nombreux. Nous distinguerons les suivans :

Acides végétaux.	Huiles.
Amidon.	Matières colorantes.
Camphre.	Résines.
Cire.	Sucre.
Gomme.	Tannin.
Gluten.	

289. Une substance végétale est toujours acide, lorsque, dans cette substance, l'oxigène est à l'hydrogène dans un rapport plus grand que celui qui est nécessaire à la formation de l'eau, ou lorsqu'il y a *excès d'oxigène*.

290. Une substance végétale est résineuse ou huileuse, ou alcoolique, toutes les fois que dans cette substance l'oxigène est à l'hydrogène dans un rapport plus petit que dans l'eau, ou lorsqu'il y a *excès d'hydrogène*.

291. Une substance végétale n'est ni acide ni résineuse, mais elle est analogue au sucre, à la gomme, etc., toutes les fois que dans cette substance, l'oxigène est à l'hydrogène dans le même rapport que dans l'eau, ou lorsqu'il n'y a *excès ni de l'un ni de l'autre principe*.

292. A. *Acides végétaux*. — Les principaux acides que l'on trouve dans les végétaux sont : l'acide acétique, l'acide benzoïque, l'acide citrique, l'acide gallique, l'acide malique, l'acide oxa

lique et l'acide tartarique. Nous en avons fait connaître les propriétés à l'article ACIDES (160).

293. B. *Amidon* (*fécule amidacée*). — Blanc; pulvérulent; comme cristallin; inodore, insipide; inaltérable à l'air; insoluble dans l'eau froide, l'alcool et l'éther; soluble dans l'eau bouillante avec laquelle il forme une gelée; décomposable par les acides; produit avec l'iode une couleur bleue; peut être converti en sucre par la germination du grain ou par l'action de l'acide sulfurique. Il existe dans toutes les farines; c'est la matière nourrissante par excellence.

294. Les principales féculs sont celles de blé, de pommes de terre, de brione, la cassave, le sagou et le salep.

295. C. *Camphre*. — Solide; blanc; cristallin; demi-transparent; onctueux au toucher; cassant; d'une odeur forte; d'une saveur amère et âcre; léger; très-volatil; très-inflammable; brûle sans laisser de résidu; soluble dans 300 parties d'eau, dans l'alcool, les éthers, les huiles et dans quelques acides. Combiné avec l'acide nitrique, il forme l'acide *camphorique*. On le retire d'une espèce de laurier qui croît au Japon et dans la Chine. Il est employé en médecine comme calmant et anti-septique.

296. Quelques petits fragmens de camphre, projetés sur de l'eau très-pure, s'y meuvent spontanément avec une rapidité singulière; mais une goutte d'huile ou un petit morceau de cire jetés dans le

vase, suffisent pour arrêter à l'instant les mouvemens du camphre qui paraissent dûs à l'émanation d'un fluide, ou peut-être mieux à l'électricité.

297. D. *Cire*. — Solide; jaunâtre; insipide; cassante; peu odorante; entre en fusion à 66° c.; insoluble dans l'eau et les acides; peu soluble dans l'alcool et les éthers, même lorsqu'ils sont chauffés; soluble à l'aide de la chaleur dans les huiles fixes avec lesquelles elle forme les *cérats* et les *onguens*; soluble dans les alcalis fixes avec lesquels elle forme des *savons*; brûle avec une flamme blanche.

298. Plusieurs végétaux, notamment le *myrica cerifera* et le *ceroxilon*, fournissent une cire qui diffère peu de celle que les abeilles recueillent sur les fleurs de nos prairies.

299. E. *Gomme*. — Solide; quelquefois incolore; inodore; d'une saveur fade; inaltérable à l'air; soluble dans l'eau avec laquelle elle forme un *muilage* visqueux et collant; insoluble dans l'alcool qui la précipite toujours de ses dissolutions; décomposable par les acides forts; employée en médecine comme adoucissant. Elle existe abondamment dans toutes les parties des plantes.

300. Les principales espèces de gomme sont la *gomme arabique* et la *gomme adragante*.

301. F. *Gluten*. — Blanc - grisâtre; mou; élastique; collant; d'une odeur animale; insipide; dur et cassant lorsqu'il est sec; insoluble dans l'eau; légèrement soluble dans l'alcool et l'éther, soluble

dans la plupart des acides et des alcalis; fournit de l'ammoniaque à la distillation; se rapproche beaucoup des substances animales par sa composition chimique. Le gluten existe dans les farines des céréales, notamment dans celle du froment; il contribue beaucoup à sa qualité nutritive: il donne de la ténacité à la pâte et la rend propre à faire le pain.

302. G. *Huiles*. — Liquides pour la plupart; onctueuses; insolubles dans l'eau; brûlent avec flamme et laissent un résidu charbonneux. On distingue les *huiles fixes* et les *huiles volatiles*. (Voy. HUILES.)

303. H. *Matières colorantes*. — Elles sont très-multipliées; existent dans toutes les parties des végétaux; plus ou moins altérables à l'air; la plupart sont solubles dans l'eau, quelques-unes seulement le sont dans l'alcool, l'éther et les huiles; les alcalis attaquent plusieurs de ces couleurs; les acides les avivent beaucoup; le chlore les détruit toutes; elles s'unissent bien à l'alumine et aux oxides métalliques qui les fixent; elles adhèrent fortement à la laine et aux tissus animaux.

304. *Couleurs rouges*. — On distingue la *garance*, le *bois de Brésil*, le *bois d'Inde* ou de *campèche*, l'*orseille*, le *carthame*.

305. *Couleurs jaunes*. — On distingue la *gaude*, le *rocou*, le *quercitron*, le *curcuma*.

306. *Couleurs bleues*. — On distingue l'*indigo*, le *pastel* ou *vouède*, et le *ournesol*.

307. L'*indigo* est solide; bleu; inaltérable à l'air;

insoluble dans l'eau, légèrement soluble dans l'alcool; lorsqu'on le chauffe, il se sublime et forme des cristaux en aiguilles; devient vert par l'action des substances qui attirent fortement l'oxygène, mais il reprend sa couleur bleue lorsqu'on l'expose à l'air.

On retire l'*indigo* en faisant fermenter les feuilles d'une plante appelée *indigo* ou *anil*.

308. I. *Résines*. — Substances molles ou concrètes; demi-transparentes; susceptibles de s'électriser négativement par le frottement; cassantes; peu odorantes; insipides ou âcres; inaltérables à l'air; insolubles dans l'eau; solubles dans l'alcool; dans les alcalis caustiques et dans plusieurs acides, inflammables. On les recueille en pratiquant des incisions à plusieurs arbres d'où elles découlent.

309. Les principales résines sont :

La *résine animé*, le *baume de copahu*, le *baume de la Mecque*, la *résine copale*, la *résine élémi*, le *mastic*, la *sandaraque*, le *sandragon*, la *térébenthine* et la *poix*.

310. Les résines dissoutes dans l'alcool ou dans les huiles volatiles forment les *verniss*.

311. Les *gommes-résines* paraissent formées de résine et d'huile essentielle; elles sont solides; opaques; cassantes; d'une couleur variée; la plupart d'une odeur fétide, d'une saveur amère et nauséabonde; solubles en partie dans l'eau, dans l'alcool et dans les dissolutions alcalines; altérables par les acides.

312. Les principales gommés-résines sont :

L'*assa foetida*, l'*euphorbe*, le *galbanum*, l'*encens*, l'*aloès*, la *gomme lacque*, la *gomme gutte* et la *scammonée*.

313. Le *caoutchouc*, nommé *gomme* ou *résine élastique*, est une substance solide; molle; flexible; très-élastique; tenace; inodore; insipide; inaltérable à l'air; insoluble dans l'eau et dans l'alcool; soluble dans l'éther et dans les huiles volatiles; s'enflamme et brûle avec rapidité; produit de l'ammoniaque à la distillation. C'est le suc épais qui l'on retire de plusieurs arbres de l'Amérique méridionale ou des Indes, au moyen d'une incision que l'on pratique à cet effet.

314. Les *baumes* sont des composés de résine, d'acide benzoïque et quelquefois d'huile essentielle. Suc concret, homogène, en larmes, d'une odeur agréable, soluble dans l'alcool.

315. On remarque le *baume du tolu*, le *benjoin*, le *storax calamite* et le *styrax liquide*.

316. J. *Sucre*. — Blanc; cristallisé en octaèdres cunéiformes ou en prismes hexaèdres; demi-transparent; fragile; phosphorescent lorsqu'on le frotte; inodore; d'une saveur agréable; inaltérable à l'air; soluble dans l'eau, avec laquelle il forme une liqueur sirupeuse qui se conserve dans les vases fermés, mais qui s'aigrit par le contact de l'air; peu soluble dans l'alcool; se convertit en alcool par la fermentation vineuse; donne de l'acide oxalique par

l'action de l'acide nitrique. On l'extrait de la canne à sucre et de la betterave; il existe dans la plupart des plantes.

317. On produit du sucre en traitant par l'acide sulfurique divers composés végétaux, comme l'amidon, le bois, etc.

318. Le *miel* est du sucre mêlé de mucilage et d'une matière colorante aromatique.

319. La *manne* est une matière sucrée, muqueuse, mêlée d'une matière nauséabonde.

320. K. *Tannin*. — On appelle ainsi une matière végétale qui existe dans l'acide gallique, dans la noix de galle, le chêne, le sumac et plusieurs autres végétaux. — Solide; jaune brunâtre; cassant; incristallisable; d'une saveur très-astringente; soluble dans l'eau; insoluble dans l'alcool; forme un précipité insoluble avec la gélatine animale de manière à la conserver. Très-utile pour le tannage des cuirs: il rend les peaux imperméables à l'eau, compactes et presque inaltérables.

De la fermentation et de ses produits.

321. La fermentation est un mouvement intestin qui s'excite dans les fluides des végétaux, par lequel leurs principes se dissocient et forment des composés nouveaux qui n'existaient pas auparavant.

322. On distingue trois espèces de fermentations: 1° la *fermentation vineuse, spiritueuse* ou *alcoolique*; 2° la *fermentation acide*; 3° la *fermentation putride*.

323. — 1°. La *fermentation vineuse* est celle qui produit le vin, la bière, le cidre, etc.; il n'y a que la matière sucrée qui soit susceptible de l'éprouver; mais le sucre doit être étendu avec une certaine quantité d'eau et mêlé à une troisième matière végétale ou animale qu'on nomme *ferment*.

324. Lorsqu'une liqueur fermente, elle se trouble, il s'y excite un mouvement rapide, il s'en dégage du gaz carbonique sous forme de bulles. Bientôt ces mouvemens tumultueux s'apaisent, la masse s'affaisse, la liqueur s'éclaircit; elle a perdu sa saveur sucrée et a pris une odeur et une saveur vineuses.

325. Si l'on renferme cette liqueur dans des vases bien clos, avant que la fermentation soit achevée, les principes gazeux sont retenus; c'est ce qui produit le *mousseux*.

326. Dans la fermentation vineuse, le sucre (formé d'oxygène, d'hydrogène et de carbone) est décomposé; il perd de l'oxygène et du carbone; une portion du carbone se combine avec l'oxygène et forme l'acide carbonique; l'autre portion se combine à l'hydrogène et à l'eau pour former de l'alcool.

327. Comme la substance sucrée est très-abondante dans les matières végétales et même dans les matières animales, il y a un grand nombre de corps susceptibles de produire du vin et de former de l'alcool.

328. Le *vin* est un composé d'eau, d'alcool, de sur-tartrate de potasse, de mucilage et de matière

colorante. On l'obtient par la fermentation du *mout* ou suc des raisins.

329. La *bière* se prépare avec l'orge et le houblon. On fait germer l'orge ; la germination y développe la matière sucrée ; on le sèche ; on le moule ; on en fait une infusion avec de l'eau chaude qui dissout le mucilage sucré. On fait bouillir ensuite la liqueur avec du *houblon*, plante amère et aromatique qui sert à conserver la bière ; enfin on fait fermenter la liqueur en y ajoutant du ferment ou de la *levure* qui est de l'écume aigrie de bière.

330. Le *cidre* s'obtient en écrasant des pommes et des poires que l'on a laissées aigrir.

331. L'*hydromel* s'obtient en faisant fermenter de l'eau et du miel.

332. Soumises à la distillation, les liqueurs vineuses fournissent de l'*eau-de-vie* qui est de l'alcool faible : mais en la distillant de nouveau, on obtient l'alcool rectifié ou l'*esprit de vin*.

333. L'alcool retiré des mélasses ou sirops de sucre se nomme *rum* ou *tafia*. Celui qui est retiré du riz se nomme *rack*. Celui qui est retiré du jus de cerises se nomme *kirschen-wasser* ou *kirsch*.

334. L'alcool est une liqueur limpide ; incolore ; très-volatile ; d'une odeur agréable ; d'une saveur chaude et forte ; bout à 64° c. ; très-inflammable ; brûle sans laisser de résidu, dissout un grand nombre de substances. (Voy. ALCOOL.)

335. L'alcool soumis à la distillation avec certains acides forme les *éthers*.

336. *Éther sulfurique*.—Liquide; incolore; d'une odeur forte et agréable; d'une saveur chaude et piquante; extrêmement volatil; bout à 35° c.; inflammable; peu soluble dans l'eau; soluble dans l'alcool; dissout les résines, les huiles, le phosphore, etc.; se décompose à la chaleur rouge. La vapeur d'éther, mêlée avec l'air ou le gaz oxygène, détone fortement par l'étincelle électrique ou par l'action d'un corps allumé.

337. Si l'on plonge un fil de platine incandescent dans l'air chargé de vapeur d'éther, ce fil rougit et reste dans cet état tant qu'il demeure exposé à la vapeur de l'éther. (Voy. FLAMME, Expérience VI.)

338. On connaît encore les *éthers nitrique, hydrochlorique, acétique*, etc.

339. — 2°. *De la fermentation acide*.—Elle est le second degré de la décomposition de la matière sucrée. C'est l'acidification du vin.

340. Si l'on expose au contact de l'air et à une température de 25 à 30° une liqueur vineuse, elle éprouvera un second degré de fermentation et sera convertie en *vinaigre*. Dans cette fermentation, une portion de l'oxygène de l'air est absorbée, une autre est convertie en acide carbonique, d'où il suit que la liqueur vineuse perd son carbone; l'alcool qu'elle contient est décomposé et converti en acide acétique.

341. Le *vinaigre* est une liqueur limpide, sans

couleur; quelquefois colorée lorsqu'elle provient de vins rouges; d'une odeur forte et d'une saveur agréable; exposé pendant long-temps à l'air, il se recouvre de moisissure et se putréfie (181).

342. Pour obtenir le *vinaigre radical*, on sature le vinaigre avec quelque oxide métallique, et on décompose ensuite l'acétate.

343. L'acide acétique ainsi obtenu est transparent; incolore, d'une odeur très-pénétrante; très-volatil, sa vapeur s'enflamme aisément; appliqué sur la peau, il y produit des ampoules.

344. Le vinaigre ou acide acétique forme les sels appelés *acétates*.

345. — 3°. *De la fermentation putride*. — Nous en parlerons en traitant de la décomposition spontanée des végétaux et des animaux.

DES COMPOSÉS ANIMAUX.

346. Les matières animales sont formées de quatre élémens: l'azote, le carbone, l'oxigène et l'hydrogène, en diverses proportions; souvent on y rencontre du phosphore, du soufre et quelques métaux. La présence de l'azote est le caractère le plus frappant qui distingue les animaux des végétaux.

347. Traitées par le feu, les substances animales donnent de l'ammoniaque, de l'acide hydro-cyanique, des huiles animales, divers gaz; par l'acide nitrique, elles dégagent l'azote et forment une huile concrète.

348. La plupart des composés animaux sont formés de trois substances principales qui forment les *matériaux immédiats* des substances animales, et qui se retrouvent dans toutes : ce sont la *fibrine*, l'*albumine* et la *gélatine*.

349. La *fibrine* forme la base de la chair ou de la fibre musculaire des animaux; elle est solide; blanche; verdit les couleurs bleues végétales à cause de la soude qu'elle contient; insipide; inodore; élastique lorsqu'elle est humide; cassante lorsqu'elle est sèche; dissoluble dans les acides; indissoluble dans l'eau; donne à la distillation du sous-carbonate d'ammoniaque.

350. L'*albumine*. — Abonde dans le sang, le blanc d'œuf, les liqueurs lymphatiques; blanche; inodore et insipide; desséchée, elle devient brune, demi-transparente et semblable à la corne; soluble dans l'eau; coagulable par la chaleur, l'alcool et les acides; donne beaucoup d'ammoniaque à la distillation.

351. La *gélatine*. — Se trouve dans la chair musculaire, dans la peau, les membranes, ligamens, tendons, dans les os, etc. La gélatine est sans couleur; inodore; insipide, peu soluble dans l'eau froide, soluble dans l'eau bouillante, et la liqueur se prend en gelée par le refroidissement; desséchée à une chaleur douce, elle reprend ses propriétés primitives; quand elle est sèche, elle est inaltérable: mais sa dissolution ne tarde pas à se putréfier; elle est soluble dans les acides étendus et dans les dissolu-

tions alcalines; le tannin y occasionne un précipité abondant; soumise à l'action de la chaleur, elle donne tous les produits ordinaires des substances animales. La *colle forte*, la *colle de poisson* ne sont autre chose que de la gélatine.

352. Ces trois espèces de matière animale, la gélatine, l'albumine et la fibrine font la base des différentes parties du système animal, soit liquide, comme le sang, le lait, la bile, la salive et la graisse; soit solide, comme la chair, les os, les nerfs, etc. Nous allons dire deux mots de ces diverses substances en particulier.

Les substances animales contiennent aussi plusieurs acides, tels que l'acide *phosphorique* (78), l'acide *urique* (191), l'acide *acétique* (181), l'acide *hydrocyanique* (135), l'acide *margarique* (186), etc.

353. Le *sang*. — Rouge dans les artères, noirâtre dans les veines, allant par les premières du cœur aux extrémités, revenant de celles-ci au cœur par les veines, et constituant par ce mouvement la circulation; liquide; un peu visqueux; concrescible par le froid; coagulable par la chaleur, les acides et l'alcool; verdit les couleurs bleues végétales; miscible à l'eau; se sépare spontanément par le repos en un fluide, le *serum*, de couleur claire, et en un *coagulum* ou *cruor* qui est rouge. Le sang est composé d'eau, d'albumine, de fibrine, d'une matière animale colorée, de différens sels, tels que l'hydrochlorate de potasse et de soude, de sous-phosphate

de chaux, de sous-carbonate de soude, de chaux, enfin d'oxide de fer.

354. Le sang, calciné avec du carbonate de potasse, forme le cyanure de potasse dont on fait le bleu de Prusse.

355. La couleur du sang, selon plusieurs chimistes, est due à la présence du fer; d'autres l'attribuent à un principe animal particulier.

356. Le *lait*. — Fluide blanc, doux et sucré, produit par les femelles des mammifères; il est toujours composé d'eau, de matière caséuse, de sucre de lait, de différens sels et d'une très-petite quantité d'acide. Ses qualités varient suivant l'espèce, l'âge, la nourriture et les passions de la femelle qui le produit. Abandonné à lui-même, il se sépare bientôt en trois parties : la *crème*, la *matière caséuse* ou le *fromage*, et le *sérum* ou petit lait. Tous les acides un peu forts le coagulent; il est susceptible d'éprouver la fermentation spiritueuse et de se convertir en une liqueur vineuse.

357. Le *beurre* est une substance plus ou moins jaunâtre; molle; d'une odeur et d'une saveur agréables lorsqu'il est frais; se fond à 36°; décomposable par l'acide sulfurique qui forme de l'eau et met le carbone à nu; par l'acide nitrique qui en sépare de l'acide carbonique et un peu d'ammoniaque; forme du savon avec les alcalis. On le prépare en agitant la crème pendant un certain temps. Le beurre peut être considéré comme une huile

animale concrète, mélangée d'une portion de sérum et de caséum.

358. Le *caséum*, *caillé* ou *fromage*, est blanc; inodore; insipide; insoluble dans l'eau froide et chaude; soluble dans les dissolutions alcalines, dans les acides; donne à la distillation du sous-carbonate d'ammoniaque; a les propriétés principales de l'albumine coagulée.

359. Le caséum, uni avec diverses proportions de beurre, forme les *fromages*.

360. La *bile*. — Liquide onctueux; d'un jaune verdâtre; un peu visqueux; très-amer; très-putrescible; formé dans le foie, viscère qui contient lui-même une grande quantité d'huile. La bile paraît formée d'eau, d'albumine, de soude, d'une résine amère et de quelques petites portions de matières salines.

361. La *salive* est un fluide limpide, visqueux, inodore, insipide; elle est composée d'eau, d'albumine, d'hydro-chlorates alcalins, de soude, et d'une matière animale particulière.

362. Les *larmes* contiennent de l'eau, de l'albumine, du chlorure de sodium, de la soude et d'autres sels.

363. L'*urine*. — Liqueur jaunâtre; transparente; d'une odeur plus ou moins désagréable; d'une saveur salée et âcre; très-putrescible; contenant quelques sulfates et hydro-chlorates, de l'acide phosphorique, des phosphates, de l'acide *urique* qui fait une des

bases principales des calculs urinaires humains et des concrétions arthritiques; remarquable par la présence de l'urée, matière très-animalisée, à laquelle l'urine doit ses propriétés. L'urée est incolore; transparente; dure; cristallisable; elle a une saveur fraîche et urineuse; attire l'humidité de l'air; se change presque tout entière par le feu et la putréfaction en sous-carbonate d'ammoniaque; soluble dans l'eau et dans l'alcool, décomposable par plusieurs acides et par les alcalis.

364. L'urine varie beaucoup par la quantité et la nature de ses principes, suivant l'âge, les espèces et les circonstances morbifiques. Celle de l'enfance présente de l'acide benzoïque au lieu de phosphates terreux, ceux-ci abondent dans l'urine des vieillards; celle des calculeux, etc., contient un excès d'ammoniaque; celle de quelques diabétiques, une matière sucrée; dans quelques lésions de l'épine dorsale, l'urine devient alcaline; dans les maladies aiguës, elle présente une surabondance d'acide urique. Quelquefois l'urine contient de l'oxalate de chaux; ce sel forme des calculs dans la vessie; les phosphates terreux donnent naissance aux calculs et aux graviers blancs. On prévient leur formation par l'usage des acides; on empêche celle des graviers rouges, formés de phosphate de chaux et de phosphate ammoniaco-magnésien, par l'usage des alcalis.

365. La chair musculaire est composée de fibrine, d'albumine, de matière extractive ou osma-

zômes, de graisse, de substances gélatineuses, d'acides et de différens sels. Lorsque l'on fait bouillir de la chair dans l'eau, ce fluide dissout la gélatine, l'albumine, la matière extractive, les sels et la graisse. L'albumine se coagule, c'est elle que l'on jette lorsque l'on *écume* les décoctions de viande. Si on laisse refroidir le bouillon, on trouve à la surface la graisse que l'on peut séparer; si l'on fait évaporer le liquide restant, on obtient la gélatine sous forme épaisse, visqueuse, ayant l'aspect de la colle. La viande, ainsi privée de la plupart de ses parties par l'ébullition, ne présente plus qu'un tissu blanc, coriace, sans saveur, insoluble dans l'eau, qui est la *fibrine*.

366. C'est l'osmazôme qui donne au bouillon sa saveur agréable.

367. Les *corps gras* ont une consistance variable; ils sont blancs ou jaunâtres; plus légers que l'eau; odorans; insipides; insolubles dans l'eau; ils se fondent à une basse température, deviennent rances et aigres par le temps; inflammables. Décomposés à une chaleur rouge, ils donnent beaucoup d'huile fétide, et ne laissent qu'un petit résidu charbonneux; ils ne contiennent point d'azote ni d'oxygène. Combinés avec les alcalis, ils forment des *savons*.

368. Les graisses et les huiles animales sont formées spécialement de deux substances: la *stéarine* et l'*élaïne*.

369. La *stéarine* est solide; blanche; cassante; inodore; insoluble dans l'eau; soluble dans 55 par-

ties d'alcool bouillant; elle se fond à 49° et forme des savons avec les alcalis.

370. L'*élaïne* a un aspect semblable à celui de l'huile d'olives blanche; elle est incolore; peu odorante; insipide; insoluble dans; l'eau saponifiable; soluble dans 32 parties d'alcool bouillant.

371. L'*huile de baleine* contient une matière qui se solidifie; on la nomme *spermacéti* ou *blanc de baleine*. La matière cristallisable qui forme la majeure partie du spermacéti est appelée *cétine*.

372. Le *savon* formé de graisse de porc et de potasse, contient deux acides: l'*acide margarique* (186) et l'*acide oléique*.

373. La *substance cérébrale* et la *pulpe des nerfs*, sont composées d'eau, d'une matière grasse, d'albumine, d'osmazôme, de phosphore, de soufre, de quelques acides et de sels.

374. Les *os* sont les parties les plus solides et les plus compactes du corps des animaux dont ils forment la charpente; solides; blancs; d'un tissu lamelleux; insipides. Ils sont formés d'une partie solide et d'une partie molle.

375. La partie solide des os est composée de sels terreux qui sont le sous-phosphate de chaux, le sous-carbonate de chaux, un peu de sulfate de chaux, avec des traces de phosphate de magnésie, d'alumine, de silice, d'oxide de fer et d'oxide de manganèse.

376. La partie molle des os est formée de gélatine, de graisse et d'albumine.

377. A la distillation, les os fournissent tous les produits des matières animales ; il reste dans la cornue du charbon animal ou *noir d'ivoire*. Mis en contact avec les acides étendus, les sels terreux des os s'y dissolvent, et il ne reste plus que le tissu cellulaire ou la gélatine, qui est transparent et flexible. C'est ainsi que l'on en extrait la gélatine.

378. Les os, distillés avec des chiffons de laine, forment l'hydro-chlorate d'ammoniaque (sel ammoniac) (244, 108).

379. C'est aussi des os que l'on retire le phosphore.

380. Les *cheveux* sont principalement formés d'une substance albumineuse coagulée, de gélatine, d'une huile blanche concrète, de soufre et de fer.

381. M. Vauquelin a trouvé dans les cheveux deux espèces d'huile : l'une, blanche existant dans tous les cheveux ; l'autre, colorée en rouge dans les cheveux rouges, et en brun dans les cheveux bruns.

382. Les *ongles, cornes, laines et poils* en général, sont formés d'une grande quantité d'albumine coagulée et d'huile qui leur donne la souplesse.

De la décomposition spontanée des substances végétales et animales.

383. Aussitôt que la mort a frappé les organes des végétaux et des animaux, ils cessent d'être soumis à l'influence des forces vitales, et rentrent sous l'empire des lois physiques auxquelles sont soumis tous les corps inorganiques. Il s'excite dans

leur substance un mouvement intestin qui détruit leur tissu et altère leur composition; leurs élémens se désunissent et s'abandonnent pour former des composés plus simples ou pour servir à de nouvelles combinaisons: la nature rend à d'autres créations les matériaux qu'elle n'avait, en quelque sorte, que prêtés aux végétaux et aux animaux. C'est ainsi qu'elle exécute ce cercle perpétuel de compositions et de décompositions, cette *métempsyose* de la matière, qui ne change que d'état et de forme, sans que la moindre de ses parties soit jamais détruite ou anéantie. C'est ainsi que la nature atteste sa puissance merveilleuse et qu'elle montre dans ses opérations une marche aussi grande qu'elle est simple.

384. La réaction des principes qui constituent les substances végétales et animales, donne naissance pendant leur putréfaction à des composés binaires et quelquefois ternaires, tels que l'acide carbonique (oxigène et carbone), l'acide nitrique (oxigène et azote), l'acide acétique (carbone, hydrogène et oxigène), l'ammoniaque (hydrogène et azote), le gaz hydrogène sulfuré, carboné et phosphoré, qui se répandent dans l'atmosphère et vont porter dans d'autres corps, surtout dans les végétaux, les matériaux nécessaires à leur formation.

385. Les matières animales étant composées d'un plus grand nombre de principes que les végétaux, sont bien plus susceptibles de la décomposition putride que les substances végétales.

386. Pendant la décomposition, les matières s'amollissent, changent de couleur, perdent leur forme, exhalent une odeur fétide et insupportable; lorsqu'elle est avancée, il s'écoule souvent une sanie rousse, âcre, fétide, qui est un ferment très-septique pour les matières animales. Il se forme plusieurs produits nouveaux qui s'échappent à l'état gazeux ou liquide, ou qui laissent un résidu gras et terreux qui est le *terreau*.

387. Une chaleur douce, l'humidité, le contact de l'air favorisent singulièrement la putréfaction.

388. Les effluves gazeux qui s'exhalent des corps en putréfaction et qui charrient plusieurs débris de ces substances, particulièrement ceux qui sont dégagés des marais (1) et de certaines affections morbifiques, sont un levain de putréfaction qui produit sur les animaux vivans, des maladies particulières quelquefois contagieuses et souvent très-dangereuses : telles sont la peste, la fièvre jaune, le typhus épi-zootique. L'acide hydro-chlorique, l'acide nitreux, le chlore, en vapeurs, détruisent sur-le-champ les qualités malfaisantes des miasmes putrides, en les décomposant.

389. On peut retarder, arrêter même la putréfaction des substances animales par la dessiccation, l'immersion dans l'alcool et quelques acides, par

(1) Voyez notre *Essai sur les émanations insalubres des marais*, couronné par l'académie de Lyon.

des vernis, divers sels, entre autres le deuto-chlorure de mercure (sublimé corrosif), le proto-nitrate de mercure, de plomb; le sous-deuto-sulfate de mercure (turbitb minéral), le chlorure de plomb fondu (plomb corné, etc.). *Voy.* notre Mémoire sur la *conservation des substances animales destinées à l'histoire naturelle et à l'économie domestique*. 1822.

390. La putréfaction, consistant dans une suite d'affinités particulières, doit nécessairement subir des modifications par toutes les circonstances extérieures. Ainsi de la chair musculaire soumise à un courant d'eau se convertit, après quelques mois, en une substance blanche ayant plusieurs des propriétés de la graisse et de la cire, et qu'on a nommée *adipocire*. Ainsi, les substances organiques enfouies dans la terre produisent la *houille*, la *tourbe*, le *lignite* ou *jayet*, dont on fait les bijoux de deuil, et les *bitumes*. Parmi ces derniers on remarque l'*huile de naphte*; très-odorante, très-combustible, insoluble dans l'eau, formée seulement de carbone et d'hydrogène; le *pétrole*, le *bitume de Malte* ou *goudron minéral*, l'*asphalte*, qui est sec, solide, noir, et brûle facilement; le *succin* ou *ambre jaune*, matière dont les propriétés sont analogues à celles des résines; solide; jaunâtre; inaltérable par l'air, l'eau et l'alcool; soluble dans les huiles; il s'électrise négativement par le frottement.

DES PRINCIPALES OPÉRATIONS

DE LA CHIMIE.

Analyse. — Opération par laquelle on désunit les principes des corps pour en examiner la nature.

On distingue trois sortes d'analyses : 1° l'analyse *mécanique*, que l'on fait à l'aide de la pulvérisation, du criblage, de la filtration, etc. Cette sorte d'analyse est une simple division ; 2° l'analyse *par le feu*, dans laquelle on opère la combustion des substances pour reconnaître leurs derniers élémens ; 3° l'analyse *par les réactifs*, dans laquelle on met le composé que l'on veut analyser en contact avec une suite plus ou moins nombreuse d'autres corps qui réagissent sur lui, de manière à favoriser la séparation de ses principes. (*Voyez* RÉACTIF.)

Calcination. — Opération par laquelle on sépare quelques principes volatils d'un corps, en l'exposant à une forte chaleur. On calcine la pierre à chaux, la pierre à plâtre, l'alun, etc. La calcination diffère de l'oxidation et de l'incinération.

Cohobation. — Elle consiste à distiller plusieurs fois de suite le même liquide sur la même matière.

Concentration. — Elle consiste à rapprocher les parties d'un liquide en faisant évaporer, à l'aide de la chaleur, une portion de ce liquide.

Coupeellation. — Espèce de fusion ou de vitrification, qui a pour objet de séparer divers métaux

de l'or et de l'argent. Cette opération se fait dans de petites coupes d'os calcinés.

Cristallisation. — Phénomène par lequel certains corps, dans leur passage de l'état fluide à l'état solide, prennent des formes régulières et constantes. La cristallisation est usitée pour faire paraître les sels sous la forme qu'ils affectent. (*Voyez CRISTALLISATION.*)

Décantation. — Elle consiste à séparer une liqueur du dépôt qu'elle forme ou d'un autre liquide, en la versant doucement par inclinaison, ou en la soutirant avec un siphon.

Décoction. — Elle s'opère en faisant bouillir dans l'eau, l'alcool, etc., un corps dont on veut extraire les parties les plus fixes. Le liquide ainsi obtenu se nomme *décoction* ou mieux *décoctum*.

Dessiccation. — Elle consiste à faire dessécher, à l'aide de la chaleur, un corps humide.

Digestion. — Elle consiste à laisser tremper plus ou moins long-temps, à l'aide d'une chaleur douce, un corps solide, dans une liqueur qui doit réagir sur lui.

Dissolution. — Elle a lieu toutes les fois que l'on fait fondre ou dissoudre un corps solide dans un liquide. Il y a deux espèces de dissolutions: l'une, que l'on nomme *solution*, n'est que la simple division d'un corps par un liquide, sans que la nature de l'un et de l'autre soit altérée. Un sel est en solution dans l'eau. Dans la *dissolution* proprement dite, le

solide, à mesure qu'il se dissout, change de nature, absorbe ou perd quelque principe, et le dissolvant éprouve une altération correspondante.

Les métaux sont en dissolution dans les acides; ils n'y sont plus à l'état métallique, ils ont enlevé de l'oxygène à l'acide.

On appelle aussi *solution* et *dissolution* les produits de ces opérations.

Distillation. — Elle consiste à réduire en vapeurs les substances qui en sont susceptibles, dans un appareil fermé et tellement disposé que la vapeur, reçue à une certaine distance du feu dans des vaisseaux refroidis, s'y condense et reprend la forme liquide.

La distillation est employée pour séparer un liquide des parties hétérogènes qu'il contient, ou pour en obtenir les produits volatils.

L'appareil dans lequel se fait la distillation est appelé *alambic*; on se sert aussi de *cornues*.

Évaporation. — Elle consiste à chauffer les dissolutions dans des vases ouverts, pour en dissiper ou volatiliser l'eau, épaissir ces liquides et rapprocher de la forme solide les diverses matières qu'elles contiennent.

Extraction. — Elle consiste à enlever aux composés végétaux et animaux, diverses substances qu'ils renferment. Cette opération se fait à l'aide des dissolutions, des infusions, des digestions, etc.

Filtration. — Elle consiste à faire passer à travers

un tissu mince et serré, comme du papier, des liqueurs qui tiennent en dissolution des substances hétérogènes qui en altèrent la limpidité; celles-ci restent déposées sur le filtre, et la liqueur devient transparente.

Fusion. — Opération dans laquelle on ramollit et on rend liquides par le feu, et sans les altérer, les substances qui sont fusibles, comme les métaux, les graisses, etc.

Incinération. — Elle consiste à réduire en cendres, avec le contact de l'air, les charbons produits par les substances végétales et animales, afin d'obtenir les sels qu'elles contiennent.

Infusion. — Elle consiste à jeter un liquide bouillant sur un corps dont on veut extraire les parties aromatiques ou les plus solubles. Le produit de cette opération est appelé *infusion* ou mieux *infusum*.

Lixiviation. — Elle consiste à faire dissoudre dans de l'eau, de l'alcool ou un acide, une substance quelconque pour en séparer les sels qu'elle contient. Le produit de cette opération se nomme *lessive*.

Macération. — Elle consiste à laisser tremper plus ou moins long-temps, à la température naturelle, un corps solide, dans une liqueur qui doit réagir sur lui.

Oxidation. — Combinaison d'un corps avec l'oxygène.

Précipitation. — Opération par laquelle on dé-

sunit deux substances combinées l'une à l'autre, au moyen d'un troisième corps qui se combine à l'une des deux premières substances et force l'autre à s'en séparer. Ce produit se nomme *précipité* ; il prend l'état solide et tombe au fond du vase.

Rectification. — Elle consiste à distiller plusieurs fois la même substance, afin de l'amener à un plus grand état de pureté.

Réduction ou Révivification. — Opération par laquelle on ramène à l'état métallique pur, les combinaisons des métaux avec l'oxigène ou d'autres corps.

Solution. (Voyez *Dissolution.*)

Sublimation. — Opération dans laquelle une matière solide volatile, vaporisée par l'action du feu, est reçue et condensée sous forme sèche, souvent cristalline, dans un vase froid placé au-dessus de celui où on la chauffe. C'est une sorte de distillation de substances sèches.

Synthèse. — Opération par laquelle on combine plusieurs corps pour en former un composé : elle est opposée à l'*analyse*. En décomposant l'eau par l'analyse, on trouvera qu'elle est formée d'une partie d'hydrogène et de sept parties d'oxigène. Si l'on réunit *synthétiquement* cet hydrogène et cet oxigène, on recomposera de l'eau.

Torréfaction. — Elle consiste à volatiliser quelques principes d'un corps sec ou à le dessécher violemment à l'aide d'une forte chaleur.

Trituration. — Elle a pour objet de pulvériser les corps ou de les mélanger dans un mortier. On la fait en promenant circulairement le pilon dans le mortier.

Vaporisation. — Opération dans laquelle on réduit certains corps en vapeurs.

Vitrification. — Conversion en verre des corps susceptibles de prendre cet état.

LISTE

Des principaux instrumens et des préparations chimiques nécessaires pour un cours général d'expériences en petit, avec une instruction pour l'établissement d'un laboratoire.

INSTRUMENS DE CHIMIE.

- Alambic* en cuivre étamé et en étain. Planche I, figure 1.
Alambics en verre de diverses grandeurs. Planche I, fig. 2.
Balance très-sensible avec les poids anciens et nouveaux.
Ballon en verre. Planche I, figure 3.
Ballon tubulé. Planche I, figure 4.
Capsules en verre, en porcelaine, en platine, de diverses grandeurs. Planche I, figure 5.
Chalumeau. Planche I, figure 6.
Cloches en verre de diverses grandeurs. Planche I, figure 7.
Cloche courbe. Planche I, figure 8.
Cloche à robinet avec une vessie. Planche I, figure 9.
Cornues de diverses grandeurs, en verre, en porcelaine, en terre, en fonte de fer. Planche I, figure 10.
Cornue tubulée. Planche I, figure 11.
Creusets en terre, en platine, en argent. Planche I, fig. 12, 13 et 14, avec leurs supports en terre, fig. 15 et 16.
Cuve pneumato-chimique à l'eau. Planche I, fig. 17 et 18.
Autre. Planche I, figure 19.
Les figures 20, 21, 22, planche I, représentent des appareils à l'aide desquels on peut recueillir des gaz, sans le secours de la cuve pneumato-chimique.
Entonnoir de verre. Planche I, figure 23.
Entonnoir hydrostatique, d, figure 20, planche I.

- Étuve à quinquet.* Planche I, figure 24.
- Éprouvettes* (cloches d'une très-petite dimension).
- Eudiomètre à gaz hydrogène.* Planche I, figure 25.
- Filtres de papier.*
- Fioles à médecine et autres.*
- Flacons à tubulures* pour l'appareil de Woulf avec les tubes de sûreté. Planche I, figure 26.
- Flacon* pour reconnaître la pesanteur spécifique des liquides. Planche I, figure 27.
- Fourneau évaporatoire.* Planche I, figure 28.
- Fourneau à reverbère.* Planche I, figure 29.
- Fourneau portatif universel.* Planche I, figure 30.
- Fourneau à lampe.* Planche I, figure 31.
- Laboratoire économique de Guyton-Morveau.* Planche II, figures 32, 32 bis, 32 ter, 32 quat.
- Lampe à esprit de vin.* Planche II, figure 33.
- Limes rondes et rectangulaires.*
- Matras.* Planche II, figure 34.
- Mortiers en fer, en cuivre, en marbre et en verre, avec leurs pilons.* Planche II, figure 35.
- Pipette.* Planche II, figure 36.
- Grand récipient* pour conserver les gaz. Planche II, fig. 37.
- Siphon* pour transvaser les liquides. Planche II, figure 38.
- Supports divers.* Figures 15, 16, 31 et 39.
- Tamis* de diverses grosseurs, avec leurs tambours.
- Thermomètres.* Planche II, figure 40.
- Thermomètre à air.* Planche II, figure 41.
- Tubes de fer, de verre, de porcelaine, de diverses longueurs et de diverses grosseurs.*
- Tube gradué.* Planche II, figure 42.
- Tubes de sûreté.* Planche I, fig. 26.
- Valets.* Planche I, figures 2, 3, 4 et 20.
- Verres à pied.*
- Vessie à robinet.* Planche I, figure 9.

LISTE

Des préparations chimiques.

LE mot *pur* dans cette liste indique que l'objet dont il s'agit doit avoir le plus grand degré de pureté possible, et le mot *commun* indique que cet objet doit être pris à l'état où il se trouve ordinairement dans le commerce : le degré ordinaire de pureté d'une préparation est suffisant pour un grand nombre d'opérations, et le chimiste évite ainsi une grande augmentation de dépense.

ACIDES.

Acide sulfurique pur et commun; acide nitrique pur et commun; acide nitreux; acide hydro-chlorique pur et commun; solution de chlore (elle doit être conservée dans l'obscurité et dans des flacons opaques); mélanges de ces acides avec l'eau en deux ou trois proportions connues; acide tartarique.

TERRES.

Silice; alumine; magnésie; baryte; strontiane; chaux.

ALCALIS.

Potasse pure et commune; soude pure et commune; ammoniacque liquide pure et commune; solutions de ces alcalis dans l'eau, en diverses proportions connues.

MÉTAUX.

Limaille et fil de fer; cuivre pur et commun; tournures de cuivre; zinc en grenailles; feuilles de plomb; feuilles et fil d'argent; feuilles et fil d'or; feuilles et limaille d'étain; feuilles et fil de platine; mercure; bismuth; potassium.

RÉACTIFS.

Teinture de choux rouges ; teinture de tournesol ; teinture de safran ; teinture de bois de Brésil ; teinture de noix de galles ; papier coloré avec ces teintures ; alcool pur et commun ; solution d'oxide d'arsenic ; solution d'acétate de baryte ; solution de sulfate d'argent ; eau de baryte ; hydro-sulfure de chaux ; eau de chaux ; solution d'acétate de plomb ; solution d'hydro-chlorate de bismuth ; solution d'hydro-chlorate de baryte ; solution d'hydro-chlorate d'or ; solution d'hydro-chlorate d'étain ; solution d'hydro-chlorate de platine ; solution de nitrate de plomb ; solution de nitrate de baryte ; solution de nitrate d'argent ; solution d'acide oxalique , solution d'oxalate d'ammoniaque ; solution d'hydro-cyanate de potasse ; solution d'hydro-cyanate de chaux ; solution de cyanure de mercure ; solution de savon dans l'alcool ; solution de sulfate d'argent ; solution de succinate de soude ; barreaux de cuivre , de fer et de zinc poli ; sulfate de fer ; eau de strontiane.

FLUX.

Borax vitrifié ; acide phosphorique vitrifié ; phosphate de soude desséché ; carbonate de soude desséché ; flux blanc ; flux noir ; flux cru ; verre vert en poudre.

SELS ET COMPOSÉS SALINS.

Carbonate d'ammoniaque pur et commun ; carbonate de baryte natif ; carbonate de potasse pur et commun ; carbonate de soude pur et commun ; carbonate de strontiane natif ; hydro-chlorate d'ammoniaque ; hydro-chlorate de chaux ; hydro-chlorate de strontiane ; nitrate d'ammoniaque ; nitrate de baryte ; nitrate de cuivre ; nitrate de plomb ; nitrate de potasse ; nitrate de mercure ; nitrate de

strontiane ; chlorate de potasse ; sulfate de fer ; sulfate de potasse ; sulfate de magnésie ; sous-carbonate de magnésie.

OXIDES.

Oxide de manganèse ; deutoxide de plomb ; deutoxide de mercure ; tritoxide et deutoxide de fer ; deutoxide de cuivre ; deutoxide d'étain.

SULFURES.

Sulfure de fer ; sulfure d'ammoniaque ; sulfure de chaux ; sulfure de potasse.

SUBSTANCES DIVERSES.

Marbre blanc ; phosphore ; éther sulfurique ; soufre ; huile de napthe ; huile de térébenthine ; huile de graine de lin bouillie ; vernis à l'esprit de vin ; stuc ; farine de graines de lin ; morceaux de vessies ; lut commun pour fermer hermétiquement les vaisseaux de verre dans les distillations des liqueurs communes ; lut pour contenir les vapeurs acides et corrosives ; lut infusible pour fermer les creusets ; lut infusible pour enduire les cornues de verre et de terre ; ciment pour boucher les fentes des vases de fer destinés à supporter un feu très-violent ; ciment résineux ou mastic pour fixer les tubes , etc. , dans des vases de verre , de manière à pouvoir y renfermer de l'air ou de l'eau ; vernis pour enduire les vessies et les couvertures des bouchons , et pour rendre imperméables à l'air les jointures de petits appareils de verre ; bouchons ; vessies ; cuir ; grosse toile ; ficelle ; planches percées pour faire égoutter les fioles ; papier à filtrer ; de l'eau distillée en abondance , et du charbon pour l'usage des fourneaux.

INSTRUCTION

Pour l'établissement d'un Laboratoire de chimie.

On croyait autrefois qu'il était indispensable, pour la pratique et l'étude de la chimie, d'avoir un laboratoire complet ou un emplacement construit à cet effet, avec des forges, des fourneaux en briques, etc.; mais cela n'est aucunement nécessaire: plus la chimie philosophique a fait de progrès, plus on a simplifié la manière d'opérer; on a découvert de nouvelles méthodes de recherches; de nouveaux instrumens ont été ajoutés à ceux que l'on possédait déjà. Il n'est plus nécessaire de faire des expériences sur de grandes quantités: les propriétés qui caractérisent une petite portion de matière sont les mêmes que celles d'une grande masse, et il est certainement plus facile de faire les expériences en petit qu'en grand; par-là on diminue beaucoup la dépense, car dans plusieurs circonstances on emploie des agens puissans et très-dispendieux dont on n'a qu'une très-petite quantité. C'est ainsi qu'à l'aide de la machine électrique, de l'appareil voltaïque et du chalumeau, on a fait sur de très-faibles portions de substances des découvertes très-importantes, qui, de nos jours, ont changé la face de la chimie. C'est en opérant sur quelques *grains* de matière que l'on a déterminé la nature du diamant; que l'on a découvert quatre nouveaux métaux dans la mine de platine; que l'on a reconnu la composition des pierres qui tombent des nuages; que la base métallique des alcalis a été mise au jour, et que l'on a démontré l'identité de l'action électrique, produite, soit par la pile voltaïque, soit par la machine électrique. On gagne, en outre, beaucoup de pro-

preté, en opérant en petit dans un appartement; ce qui souvent ne peut avoir lieu dans les expériences en grand, au milieu des fourneaux du laboratoire.

Pour opérer selon la pratique moderne de la chimie philosophique, il suffit d'avoir, soit au rez-de-chaussée, soit au-dessus, un appartement ordinaire bien éclairé et bien aéré, avec une cheminée ordinaire. Un laboratoire au rez-de-chaussée est, à la vérité, plus commode pour la facilité que l'on a de se procurer de l'eau, de laver et de piler; mais il est sujet à de graves inconvéniens. Dans ce local, la plupart des sels et des substances salines s'humectent et deviennent liquides, les inscriptions se décollent, se moisissent et s'effacent; les soufflets et les autres ustensiles se gâtent et se pourrissent; les balances et les métaux se rouillent; enfin, tout s'y détériore. Un appartement à l'étage est bien préférable.

Placez au milieu de l'appartement une table massive ou un dressoir de cuisine, avec des tiroirs en dessous. Cette table servira à la plupart des opérations qui se font avec les fourneaux à lampe, à faire les préparations nécessaires aux diverses expériences, à faire des solutions, les filtrations, les précipitations, et, en un mot, toutes les opérations qui n'exigent pas un haut degré de chaleur. Les tiroirs contiendront les chalumeaux et leurs accessoires; les thermomètres, les vaisseaux évaporatoires de verre, d'argent et de platine; les alambics; les tubes de porcelaine, de terre et autres; les baguettes de platine, d'argent et de verre; les spatules; les eudiomètres; les flacons tubulés; les tubes de sûreté; les entonnoirs hydrostatiques et autres; les mesures, les poids anciens et nouveaux; les petits creusets; les bouchons; le papier à filtrer; les fioles; les vessies; les robinets; du cuir; du fil, etc.

Faites garnir les côtés de l'appartement de rayons en planches et de plusieurs rangées de tiroirs, comme on le

voit dans les pharmacies. Une armoire avec plusieurs rayons sera également très-utile. Les rayons arrangés autour de l'appartement serviront à placer les vases de verre, de terre et autres; les tiroirs et l'armoire serviront pour conserver les produits des opérations et les corps secs.

Dans un des coins de l'appartement on établira, si cela se peut, une pierre à évier avec un réservoir contenant de l'eau en abondance : comme on nettoiera dans cette pierre les différens vaisseaux, on doit placer à sa proximité les brosses de crin, les morceaux de baleine, les éponges, les serviettes et les rateliers pour faire égoutter les bouteilles. Dans un autre coin on placera un bloc de bois pesant et solide, pour servir de support aux mortiers lorsqu'on pilera des corps durs, et dans lequel on pourra fixer, au besoin, une enclume de fer. Près de-là seront suspendus à des crampons les tamis de diverses grosseurs, les râpes, les limes, les marteaux, les forcés, les pincés, les ciseaux. Le foyer sera aussi large qu'il est possible, pour y placer les fourneaux qui font beaucoup de fumée et de flamme; et même, si cela se peut, l'ouverture de la cheminée devra s'étendre d'un mur à l'autre; elle sera assez haute pour qu'une personne puisse facilement se tenir debout au-dessous. Le reste de l'espace de la cheminée sera garni d'un ou de plusieurs établis de diverses hauteurs, sur lesquels on pourra, en cas de besoin, placer de petits fourneaux portatifs ou d'autres appareils. Sous la cheminée, à une hauteur convenable, il y aura une rangée de crampons de fer fichés au fond et sur les côtés de la cheminée, auxquels on suspendra les soufflets, les pelles, les creusets, les pincettes, les fourgons, les lingots, et les autres ustensiles nécessaires pour manier les vases dont on fait usage dans les fourneaux, et pour attiser le feu.

La cuve pneumato-chimique doit être placée dans le lieu le plus éclairé du laboratoire.

Il y aura, s'il est possible, une petite armoire vitrée pour y placer les plus petits appareils, les balances, etc., et quelques livres choisis.

Si l'on a à sa disposition plus d'une pièce pour le local du laboratoire, il sera plus avantageux d'en avoir une au rez-de-chaussée et une autre à l'étage.

La première est plus convenable pour y placer les fourneaux et y faire les opérations qui répandent de l'odeur et des vapeurs corrosives, pour tamiser, piler, pour les évaporations et les autres préparations qui occasionent de la fumée et de la poussière.

Dans l'appartement situé à l'étage, on travaillera aux opérations délicates et qui n'exigent que la chaleur d'une lampe.

L'arrangement, l'ordre et la propreté sont absolument essentiels dans un laboratoire de chimie : on doit nettoyer exactement tous les vaisseaux et ustensiles, chaque fois qu'ils ont servi, et les remettre à leur place; avoir un soin extrême de coller des inscriptions sur toutes les substances, tous les composés et les produits d'opérations que l'on conserve; sans quoi, lorsque les expériences se succèdent, le laboratoire se remplit de bouteilles et d'autres vases; on ne peut plus s'y reconnaître, et souvent il faut jeter tous les produits des expériences, et perdre ainsi les fruits d'un travail pénible.

DES LUTS;

De la manière de monter et d'établir les appareils.

IL est nécessaire dans un grand nombre d'opérations chimiques, soit de fermer exactement les jointures des appareils, pour retenir les substances qu'ils contiennent, lorsqu'elles sont volatiles et réduites en vapeurs, soit d'enduire les vaisseaux de quelque matière qui les garantisse de la trop grande action du feu, de la fracture, de la fusion, etc. On emploie pour cela diverses matières qu'on nomme *luts*.

La première attention que l'on doit avoir avant d'appliquer un lut quelconque sur les jointures des appareils, est de les asseoir et de les assujettir solidement, de manière qu'ils ne puissent se prêter à aucun mouvement. Si c'est le col d'une cornue qu'on veut luter à celui d'un récipient, il faut qu'il y entre à peu près juste : s'il y a un peu de jeu, il faut assujettir les deux vaisseaux en introduisant entre leurs cols de petits morceaux fort courts d'allumettes ou de liège. Si la disproportion des deux cols est trop grande, on choisit un bouchon qui entre juste dans le col du matras ou du récipient ; on fait au milieu de ce bouchon un trou rond de la grosseur nécessaire pour recevoir le col de la cornue.

La même précaution est nécessaire à l'égard des tubes recourbés qui sont lutés aux flacons à tubulures. On choisit d'abord un bouchon qui entre juste dans le goulot de la bouteille ; puis on le perce d'un trou au moyen d'une lime dite *queue de rat*. Quand un même goulot est destiné à recevoir deux tubes, ce qui arrive souvent lorsqu'on emploie des flacons ordinaires à la place de flacons tubulés, on perce le bouchon de deux ou de trois trous, pour qu'ils puissent rece-

voir les tubes qui doivent entrer à frottement dans les trous des bouchons.

Il convient, afin de rendre la jonction plus intime, d'enduire d'un peu de colle d'amidon les parties du tube et du bouchon qui doivent glisser l'une dans l'autre, et de recouvrir le bouchon avec un lut convenable.

Pour peu que le verre de l'ouverture qu'on veut boucher soit mince, il faut l'assujettir en l'entourant d'un fil un peu fort. C'est ce que l'on doit faire particulièrement pour le col des cornues.

Si l'on veut monter un appareil de Woulf, planche I, figure 26, il faut faire attention à la disposition des tubes. Le premier tube (celui qui vient de la cornue), doit ordinairement plonger jusqu'au fond du flacon tubulé; le tube de sûreté droit ne plonge que de quelques millimètres (une ou deux lignes) dans le liquide contenu dans le flacon; enfin, le troisième tube doit être au-dessus de la surface du liquide.

L'objet des tubes de sûreté est de prévenir l'absorption. Lorsqu'on a expulsé par la chaleur l'air contenu dans une cornue communiquant à un appareil de Woulf, si l'on diminue le feu, il se forme un vide dans l'intérieur de la cornue qui aspire alors le liquide contenu dans les flacons; la cornue est fracturée, ou l'opération est manquée.

Lorsque l'appareil est monté et solidement assujetti de manière à ce qu'aucune partie ne puisse se déranger, il faut en *luter* les jointures. C'est de la manière de luter, de la patience et de l'exactitude qu'on y apporte que dépend souvent tout le succès de l'opération: avec un peu d'habitude on parviendra facilement à clore et à monter un appareil.

Les luts avec lesquels on ferme les jointures des vaisseaux sont de diverses espèces, suivant la nature des opérations que l'on y fait, et celle des substances qu'on y distille.

Quand on n'a qu'à contenir les vapeurs des liqueurs de nature aqueuse, ou même alcoolique, et qui ne sont nulle-

ment corrosives, il suffit d'entourer les jointures du récipient et du bec de l'alambic ou de la cornue, avec des bandes de papier ou de linge, enduites d'empois d'amidon ou de colle de farine. On lute aussi assez commodément, dans ces sortes de cas, avec des bandes mouillées de vessie de porc; mais la chaleur et l'humidité ramollissent et entr'ouvrent la vessie.

On emploie aussi dans ce cas le lut formé de farine de graine de lin et de colle d'amidon. Pour le préparer, on broie dans un mortier de la farine de graine de lin, avec une quantité de colle d'amidon suffisante pour en faire une pâte bien homogène. C'est de ce lut qu'on se sert le plus souvent pour recouvrir les bouchons de liège qu'on adapte aux ouvertures des vases. On en applique une couche de quelques millimètres d'épaisseur (une ou deux lignes), et on recouvre ensuite cette couche elle-même de quelques bandes de papier Joseph enduit de colle.

On fait un bon lut que l'on manie facilement à l'aide de la chaleur, avec trente-deux parties de cire jaune fondue avec trois ou quatre parties de térébenthine.

Quand on a affaire à des vapeurs plus pénétrantes, on se sert d'un lut fait avec de la chaux vive, qu'on bat et qu'on réduit en pâte liquide avec du blanc d'œuf. On en imbibe des bandes de linge, dont on recouvre les autres luts ou qu'on applique exactement autour de la jointure des vaisseaux. Ce lut se durcit très-promptement; il faut l'appliquer aussitôt qu'il est fait.

Lorsqu'il faut contenir des vapeurs acides et corrosives, on a recours au *lut gras*. Pour préparer ce lut, on prend de l'argile pure, très-sèche, pulvérisée et passée au tamis de soie; on l'humecte et on la réduit en pâte ferme et ductile, en la pilant bien dans un mortier avec de l'huile de lin cuite, c'est-à-dire que l'on a rendue *siccative* par l'addition d'un peu de litharge.

Ce lut prend et retient facilement la forme qu'on veut lui donner ; on le roule en cylindres de grosseur convenable ; on les applique en les aplatissant sur les jointures des vaisseaux, lesquelles doivent être parfaitement sèches, car la moindre humidité empêcherait le lut d'y adhérer. Quand les jointures sont bien exactement fermées avec ce lut gras, on recouvre le tout avec des bandes de vessie mouillée, ou des bandes de linge enduites de lut de chaux et de blanc d'œuf ; on les assujettit même avec des ficelles. Ce second lut est nécessaire pour maintenir le lut gras, parce que ce dernier se ramollit par la chaleur, et qu'il ne prend pas assez de consistance pour se maintenir tout seul. On lui préfère souvent le lut de farine de graine de lin et d'amidon.

Le mastic des vitriers, qui est composé d'huile siccative et de craie, est une espèce de *lut gras* qui est très-bon ; mais il faut que le blanc ait été complètement desséché avant son mélange avec l'huile. On remplace quelquefois la craie par de la chaux éteinte et tamisée.

Le lut ou enduit dont on enveloppe les cornues et les tubes de verre destinés à subir l'action d'un grand feu de réverbère, se fait avec de l'argile et du sable. Pour préparer ce lut, on détrempe environ une partie d'argile dans de l'eau ; on y incorpore cinq à six parties de sable passé au tamis de crin, et l'on pétrit le mélange avec soin. On l'applique en couches plus ou moins épaisses sur les vases que l'on veut préserver de l'action immédiate du feu ; on expose ces vases à l'air ou à une chaleur douce, pour les faire sécher ; s'il se fait des gerçures, on les remplit avec du lut frais, en mouillant légèrement les parties, afin de lier parfaitement le nouveau lut à l'ancien.

Quelquefois on ajoute à ce lut de la bourre de poils, qui entrelace la terre et rend son application plus facile.

Le fromage blanc et mou, avec de la chaux vive, forme un ciment pour recoller les vases de faïence, etc.

Un mélange de persulfure de fer (pyrite martiale) et d'hydro-chlorate d'ammoniaque forme un bon lut pour boucher les fentes ou gerçures des ustensiles de fer.

Un kilogramme (deux livres) de tournures ou de limaille de fer ; trente-un grammes (une once) d'hydro-chlorate d'ammoniaque ; trente-un grammes (une once) de fleur de soufre, bien mélangés avec de l'eau, jusqu'à ce que le tout ait une consistance convenable, forment un lut que l'on emploie, tout frais, pour boucher les joints des pompes à feu et autres machines de ce genre.

On fait encore usage d'une espèce de lut qu'on doit plutôt appeler mastic, qui se prépare avec de la poix noire que l'on fait fondre à une douce chaleur, et dans laquelle on incorpore de la brique bien pilée ou des cendres passées au tamis de soie. Ce lut s'applique à l'aide de la chaleur.

On emploie aussi le mastic suivant : Brique pilée, quatre parties ; résine, trois parties ; cire jaune, une partie. On le prépare en fondant les deux dernières substances dans une chaudière de fer ou de cuivre, à l'aide d'une légère chaleur ; on ajoute la brique et l'on remue le mélange avec une spatule ; on l'applique à l'aide d'un pinceau sur le corps que l'on veut luter ; il se fige très-prompement ; aussitôt qu'il est refroidi, on l'unit avec un fer chaud.

NOUVELLE

SYNONYMIE CHIMIQUE.

A.

NOMS ANCIENS.	NOMS NOUVEAUX.
Acétites.	Acétates.
Acide acéteux.	Acide acétique.
Acide arsénieux.	Deutoxide d'arsenic.
Acide crayeux.	Acide carbonique.
Acide marin.	Acide hydro-chlorique.
Acide marin déphlogistiqué. . . .	Chlore.
Acide muriatique.	Acide hydro-chlorique.
Acide muriatique oxigéné, ou oximuriatique.	Chlore.
Acide muriatique hypéroxygéné. . .	Acide chlorique.
Acide muriatique sur-oxigéné. . .	Oxide de chlore.
Acide nitreux déphlogistiqué. . . .	Acide nitrique.
Acide nitreux phlogistiqué.	Acide nitreux.
Acide nitromuriatique.	Acide hydro-chloro-nitrique.
Acide phosphoreux (<i>Lavoisier</i>). . .	Acide phosphatique.
Acide phosphorique phlogistiqué . .	Acide phosphatique.
Acide prussique.	Acide hydro-cyanique.
Acide tartareux.	Acide tartarique.
Acide vitriolique.	Acide sulfurique.
Airs.	Gaz.
Air acide vitriolique.	Gaz acide sulfureux.
Air déphlogistiqué.	Gaz oxigène.
Air fixe.	Gaz acide carbonique.
Air inflammable.	Gaz hydrogène.
Air phlogistiqué.	Gaz azote.
Air vital.	Gaz oxigène.
Alcali fixe végétal.	Potasse, ou deutoxide de potassium.
Alcali fixe minéral.	Soude, ou deutoxide de sodium.
Alcali volatil fluor.	Ammoniaque liquide.

NOMS ANCIENS.

NOMS NOUVEAUX.

Alun.	Sulfate d'aluminium et de potassium.
Argile pure.	Alumine, ou oxide d'aluminium.
Arsenic blanc.	Deutoxide d'arsenic.
Azote carboné.	Cyano-gène.
Azote oximuriaté.	Chlorure d'azote.

B.

Baryte.	Protoxide de barium.
Beurre d'antimoine.	Chlorure d'antimoine.
Blanc de céruse ou de plomb.	Sous-carbonate de plomb.
Blanc de fard.	Sous-nitrate de bismuth.
Blanc d'Espagne ou de Meudon.	Sous-carbonate de chaux.
Bleu de Prusse.	Hydro-cyanate et cyanure de fer.
Borax.	Sous-borate de soude.

C.

Céruse.	Sous-carbonate de plomb.
Charbon pur.	Carbone.
Chaux.	Oxide de calcium.
Chaux métalliques.	Oxides métalliques.
Cinabre.	Bisulfure de mercure.
Colcotar.	Tritoxide de fer.
Couperose blanche.	Sulfate de zinc.
Couperose bleue.	Deuto-sulfate de cuivre.
Couperose verte.	Proto-sulfate de fer.
Craie.	Sous-carbonate de chaux.
Crayon noir.	Percarbure de fer.
Crème de tartre.	Surtartrate de potassium.
Cristal minéral.	Deuto-nitrate de potassium fondu.
Cristaux de Vénus.	Deutacétate de cuivre.

D.

Deuto-muriate ou Deuto-hydrochlorate d'antimoine.	Chlorure d'antimoine.
Deuto-muriate de mercure.	Deuto-chlorure de mercure.

E.

NOMS ANCIENS.	NOMS NOUVEAUX.
Eau.	Oxide d'hydrogène.
Eau oxigénée.	Deutoxide d'hydrogène.
Eau-forte	Acide nitrique.
Eau régale.	Acide hydro-chloro-nitrique.
Eau seconde.	Acide nitrique étendu d'eau.
Émétique.	Deuto-tartrate de potasse et d'antimoine.
Esprit de nitre.	Acide nitrique.
Esprit de nitre fumant.	Acide nitreux.
Esprit de sel.	Acide hydro-chlorique.
Esprit de soufre.	Acide sulfureux.
Esprit de vin.	Alcool.
Essences.	Huiles volatiles.
Éther vitriolique.	Éther sulfurique.
Étiops martial.	Deutoxide de fer.
Euchlorine.	Protoxide de chlore.
Extrait de saturne.	Sous-acétate de plomb liquide.

F.

Fécule amilacée.	Amidon.
Fleurs de soufre.	Soufre sublimé.
Fluate de chaux.	Fluorure de calcium.
Foie de soufre alcalin.	Sulfure alcalin de potasse ou de soude.
Foie de soufre volatil.	Sous-hydro-sulfate sulfuré. — d'ammoniaque.

G.

Gaz acide crayeux.	Gaz acide carbonique.
Gaz acide marin.	Gaz acide hydro-chlorique.
Gaz déphlogistiqué.	Gaz oxigène.
Gaz hépatique.	Gaz acide hydro-sulfurique.
Gaz muriatique.	Gaz hydro-chlorique.
Gaz nitreux.	Deutoxide d'azote.
Gaz nitreux déphlogistiqué.	Protoxide d'azote.
Gaz oléfiant.	Gaz hydrogène percarboné.
Gaz oxide de carbone.	Protoxide de carbone.

NOMS ANCIENS.	NOMS NOUVEAUX.
Gaz oxidule d'azote.	Protoxide d'azote.
Gaz oximuriatique.	Chlore.
Gaz phlogistique.	Gaz azote.
Gaz phosgène.	Acide chlor-oxi-carbonique.
Gypse.	Sulfate de chaux ou de calcium.
H.	
Huiles douces.	Huiles fixes.
Huiles essentielles.	Huiles volatiles.
Huiles grasses.	Huiles fixes.
Huile de vitriol.	Acide sulfurique.
Hydrocyanates ferrugineux.	Ferro-cyanates.
Hydrogène sur-sulfuré.	Hydrure de soufre.
Hydro-sulfates persulfurés.	Sulfures hydrogénés.
Hydro-sulfures.	Hydro-sulfates.
Hydro-sulfures sulfurés.	Hydro-sulfates sulfurés.
Hydroxide de cuivre.	Hydrate de cuivre.
Hyper oximuriate de potasse.	Chlorate de potasse.
I.	
Iodine.	Iode.
J.	
Jaune minéral ou anglais.	Sous-hydro-chlorate de plomb.
K.	
Kermès minéral.	Sous-hydro-sulfate d'antimoine.
L.	
Litharge.	Protoxide de plomb fondu.
Lune cornée.	Chlorure d'argent.
M.	
Magnésic blanche.	Sous-carbonate de magnésic.
Mars.	Fer.
Massicot.	Protoxide de plomb.
Mercure doux.	Proto-chlorure de mercure.

NOMS ANCIENS.

NOMS NOUVEAUX.

Mine de plomb.	Per-carbure de fer.
Minium.	Deutoxide de plomb.
Mort aux rats.	Deutoxide d'arsenic.
Muriates.	Hydro-chlorates.
Muriates secs.	Chlorures.
Muriates hyper ou suroxygénés.	Chlorates.
Muriate d'ammoniaque.	Hydro-chlorate d'ammoniaque.
Muriate de chaux.	Hydro-chlorate de calcium.
Muriate de chaux calciné.	Chlorure de calcium.
Muriate de mercure corrosif	Deuto-chlorure de mercure.
Muriate de mercure doux.	Proto-chlorure de mercure.
Muriate d'or.	Hydro-chlorate d'or.
Muriate de soude.	Hydro-chlorate de soude.
Muriate de soude sec	Chlorure de sodium.
Muriate sur-oxigéné de potasse.	Chlorate de potasse.

N.

Nitre.	Deuto-nitrate de potassium.
Nitre alcalisé	Sous-carbonate de potassium.
Nitre fixé par les charbons.	<i>Idem.</i>
Nitrogène.	Azote.

O.

Or musif, mosaïque ou de Judée.	Persulfure d'étain.
Orpiment.	Sulfure d'arsenic.
Oxides au maximum.	Péroxides.
Oxides au minimum.	Protoxides.
Oxide blanc d'étain.	Deutoxide d'étain.
Oxide carbonique.	Gaz oxide de carbone.
Oxide d'azote.	Deutoxide d'azote.
Oxide d'étain sulfuré.	Persulfure d'étain.
Oxide gris noirâtre d'étain.	Protoxide d'étain.
Oxide hydrosulfuré.	Hydro-sulfate.
Oxide jaune de mercure.	Persulfate neutre de mercure.
Oxide nitrique ou nitreux.	Deutoxide d'azote.
Oxide noir de fer.	Deutoxide de fer.
Oxide noir de manganèse.	Peroxide de manganèse.

NOMS ANCIENS.

NOMS NOUVEAUX.

Oxide noir de mercure.	Protoxide de mercure.
Oxide rouge de fer.	Tritoxide ou peroxide de fer.
Oxide rouge de mercure.	Deutoxide de mercure.
Oxidules.	Protoxides.
Oxidule d'azote.	Protoxide d'azote.
Oximuriate de mercure.	Deuto-chlorure de mercure.
Oximuriate de plomb.	Cholure de plomb.
Oximuriatique oxigéné.	Oxide de chlore.
Oxiodes.	Iodates.

P.

Panacée mercurielle.	Proto-chlorure de mercure.
Phosphate de chaux.	Sous-phosphate de calcium.
Pierre à cautère.	Hydrate de potassium.
Pierre à plâtre.	Sulfate de calcium.
Pierre calcaire.	Sous-carbonate de calcium.
Pierre infernale.	Nitrate d'argent fondu.
Plombagine.	Percarbure de fer.
Potasse pure.	Deutoxide de potassium.
Potasse à l'alcool.	Hydrate de potassium.
Potasse carbonatée.	Sous-carbonate de potassium.
Potasse caustique.	Hydrate de potassium.
Poudre des chartreux.	Sous-hydro-sulfate d'antimoine.
Précipité blanc.	Proto-chlorure de mercure.
Précipité <i>per se</i>	Deutoxide de mercure.
Précipité rouge.	Deutoxide de mercure.
Prussiates.	Hydro-cyanates et cyanures.
Prussiate de fer.	Hydro-cyanate de fer.
Prussiate de mercure.	Cyanure de mercure.
Prussiate de potasse.	Hydro-cyanate de potassium.
Prussiate de potasse ferrugineux.	Ferro-cyanate de potassium.
Prussiates oxigénés.	Chloro-cyanates.
Prussiates triples.	Ferro-cyanates.
Pyrite de cuivre.	Proto-sulfate de cuivre.

R.

Réalgal ou Réalgar.	Sulfure d'arsenic.
Régule.	Métal pur.

NOMS ANCIENS.

NOMS NOUVEAUX.

Régule d'antimoine, de bismuth, d'arsenic.	Antimoine, bismuth, arsenic.
Rouge d'Angleterre.	Tritoxide de fer.
S.	
Saccholactates.	Mucates.
Safran de mars apéritif.	Sous-trito-carbonate de fer.
Safran de mars astringent.	Tritoxide de fer.
Salpêtre.	Deuto-nitrate de potassium.
Saturne.	Plomb.
Sel ammoniac.	Hydro-chlorate d'ammoniaque.
Sel commun.	Deuto-hydro-chlorate de sodium ou chlorure de sodium.
Sel d'acetoselle.	Suroxalate de potassium.
Sel d'Angleterre.	Sulfate de magnésium.
Sel de corail.	Acétate de calcium.
Sel de <i>Duobus</i>	Sulfate de potassium.
Sel d'Epsom.	Sulfate de magnésium.
Sel de Glaubert.	Sulfate de sodium.
Sel de saturne.	Acétate de plomb.
Sel de Scheidschutz.	Sulfate de magnésium.
Sel de Selditz.	Sulfate de magnésium.
Sel de Seignette.	Deuto-tartrate de potassium et de sodium.
Sel d'oseille.	Suroxalate de potassium.
Sel de tartre.	Sous-carbonate de potassium.
Sel de prunelle.	Nitrate de potassium fondu.
Sel de nitre.	Deuto-nitrate de potassium.
Sel gemme.	Hydro-chlorate de sodium ou deu- to-chlorure de sodium.
Sel marin.	<i>Idem.</i>
Sel sedatif.	Acide borique.
Sel végétal.	Deuto-tartrate de potassium.
Sel volatil d'Angleterre.	Sous-carbonate d'ammoniaque.
Sel du succin.	Acide succinique.
Sels acidules ou avec excès d'a- cide.	Sur-sels.
Sels avec excès d'oxide.	Sous-sels.



NOMS ANCIENS.	NOMS NOUVEAUX.
Sels triples.	Sels doubles.
Sels sulfureux de <i>Stahl</i>	Sulfites.
Sélénite.	Sulfate de calcium.
Silice.	Oxide de silicium.
Soude pure.	Deutoxide de sodium.
Spath calcaire.	Sous-carbonate de calcium.
Spath fluor ou vitreux.	Fluate de chaux ou fluorure de calcium.
Spath pesant.	Sulfate de baryte ou de barium.
Soufre doré d'antimoine.	Sous-hydro-sulfate sulfuré d'antimoine.
Soufre hydrogéné.	Hydrure de soufre.
Soufre carburé.	Percarbure de soufre.
Soufre oximuriaté.	Chlorure de soufre.
Sous-hydro-sulfure d'antimoine.	Sous-hydro-sulfate d'antimoine.
Sous-muriaté de mercure.	Proto-chlorure de mercure.
Strontiane.	Oxide de strontium.
Sublimé corrosif.	Deuto-chlorure de mercure.
Sublimé doux.	Proto-chlorure de mercure.
Sucre de plomb ou de Saturne.	Acétate de plomb.
Sulfate acide d'alumine et de potasse.	Sulfate d'alumine et de potasse.
Sulfate de cuivre.	Deuto-sulfate de cuivre.
Sulfate verd de fer.	Proto-sulfate de fer.
Sulfure d'acide muriatique.	Chlorure de soufre.
Sulfure de carbone.	Percarbure de soufre.
Sulfure de mercure.	Persulfure de mercure.
Sulfure hydrogéné d'ammoniaque.	Sous-hydro-sulfate sulfuré d'ammoniaque.
Sur-oximuriatés.	Chlorates.
Sur-sulfuré de fer.	Persulfure de fer.
	T.
Tartrate acidulé de potasse.	Sur-tartrate de potassium pur.
Tartre.	Sur-tartrate de potassium.
Tartre antimonié.	Deuto-tartrate de potassium et d'antimoine.
Tartre calcaire.	Tartrate de calcium.
Tartre chalybé ou martial.	Tartrate de potassium et de fer.

NOMS ANCIENS.

NOMS NOUVEAUX.

Tartre crayeux.	Sous-carbonate de potassium.
Tartre émétique.	Deuto-tartrate de potassium et d'antimoine.
Tartre soluble.	Tartrate de potassium.
Tartre stibié.	Deuto-tartrate de potassium et d'antimoine.
Tartre tartarisé.	Tartrate de potassium.
Tartrate vitriolé.	Sulfate de potassium.
Tartrites.	Tartrates.
Terre calcaire.	Sous-carbonate de calcium.
Terre foliée mercurielle.	Deutacétate de mercure.
Terre foliée de tartre ou végétale.	Acétate de potassium.
Thorine.	Oxide de thorinium.
Turbith minéral.	Per-sulfate neutre de mercure. <i>Thompson.</i>
<i>Idem.</i>	Sous-deuto-sulfate de mercure. <i>Thenard.</i>

V.

Vauqueline.	Strychnine.
Vénus.	Cuivre.
Verdet.	Sous-deutacétate et acétate de cuivre.
Verdet cristallisé.	Deutacétate de cuivre.
Vert de gris.	Sous-deutacétate et acétate de cuivre.
Vert de Schèele.	Deutarsenite de cuivre.
Vermillon.	Bisulfure de mercure.
Vif-argent.	Mercure.
Vinaigre de saturne.	Acétate de plomb.
Vinaigre radical.	Acide acétique concentré.
Vitriol.	Sulfate.
Vitriol blanc.	Sulfate de Zinc.
Vitriol bleu.	Deuto-sulfate de cuivre.
Vitriol de Chypre.	<i>Idem.</i>
Vitriol de cuivre.	<i>Idem.</i>
Vitriol martial.	Proto-sulfate de fer.
Vitriol romain.	<i>Idem.</i>
Vitriol vert.	<i>Idem.</i>

NOMS ANCIENS.

NOMS NOUVEAUX.

W.

Wolfram Tungstate de fer et de manganèse.
 Wolframium Tungstène.

Y.

Yttria Oxide d'yttrium.

Z.

Zircône Oxide de zirconium.

RÉCRÉATIONS

CHIMIQUES.

ACIDES. On appelle acides des corps qui ont une saveur plus ou moins aigre; qui rougissent les teintures bleues végétales, et qui s'unissent aux bases salifiables.

Les acides sont formés : 1° d'un corps combustible simple ou composé, qui leur sert de base ou de *radical*; 2° d'oxygène ou d'hydrogène.

Les acides formés d'une base et d'oxygène s'appellent *oxacides*.

Les acides formés d'une base et d'hydrogène s'appellent *hydracides*.

Les acides les plus oxygénés ont la terminaison en *ique* : *Acide sulfurique*.

Les acides qui sont moins oxygénés ont la terminaison en *eux* : *Acide sulfureux*.

Les acides sont à l'état solide, liquide, ou gazeux; on les distingue en acides minéraux, végétaux et animaux.

Réactif pour découvrir les acides. (Voy. RÉACTIF.)

EXPERIENCE I.

Former des acides par la combinaison des corps combustibles avec l'oxigène.

Placez un morceau de soufre de la grosseur d'une fève, dans une cuiller de cuivre (fig. 43 et 44, pl. II); mettez-y le feu au moyen d'une bougie et d'un chalumeau, et introduisez la cuiller dans une grande cloche remplie de gaz oxigène, placée sur une assiette contenant de l'eau: le soufre brûlera avec une belle flamme bleue. Quand les vapeurs auront disparu, vous trouverez que l'eau contenue dans la jarre a un goût acide, et qu'elle rougit la teinture de tournesol. C'est par conséquent un acide; et, comme il est formé de soufre et d'oxigène, on le nomme *acide sulfurique*.

EXPLICATION. Le soufre est un corps combustible qui a la propriété de décomposer le gaz oxigène à une haute température, en attirant et en séparant l'oxigène du calorique avec lequel il était combiné pour former de l'acide sulfurique.

AUTRE.

Remplissez une bouteille à large ouverture, de la contenance de deux ou trois litres, avec du gaz oxigène; mettez ensuite un morceau de phosphore de la grosseur d'un pois dans une cuiller de cuivre (fig. 43, pl. II) attachée à un bouchon ajusté à

l'ouverture de la bouteille ; mettez le feu au phosphore et introduisez-le promptement dans le vase.

Le phosphore brûlera avec une flamme très-brillante, et produira une fumée blanche épaisse. Quand le récipient sera refroidi, rincez-le avec un peu d'eau, qui prendra une saveur acide.

EXPLICATION. Le phosphore se combine avec l'oxygène, et forme avec lui de l'acide phosphatique.

Nota. Les vases de verre que l'on emploie pour ces expériences sont presque toujours sacrifiés.

AUTRE.

Placez dans une cuiller de cuivre (fig. 43, pl. II) un morceau d'arsenic métallique de la dimension d'une fève, après l'avoir préalablement attaché à un petit morceau de bois ; mettez le feu à ce bois au moyen d'un chalumeau, et introduisez-le promptement dans le gaz oxygène. Le bois, étant allumé, communique l'inflammation à l'arsenic, qui brûle avec une belle flamme blanche : le récipient se remplit de vapeurs blanches épaisses, et une couche d'acide arsénieux se dépose peu à peu sur les parois intérieures du vase. Quand la combustion sera terminée, retirez le récipient, et vous trouverez une croûte de poudre blanche flottant sur l'eau : c'est une portion de l'acide arsénieux qui a été formé.

EXPLICATION. L'arsenic s'unit au gaz oxigène, et forme l'acide arsénieux (*deutoxide d'arsenic*).

AUTRE.

Placez un morceau de charbon de bois dans une cuiller de cuivre (fig. 43, pl. II) ; mettez-y le feu et introduisez-le dans une jarre remplie de gaz oxigène. Le charbon s'enflammera de suite et jettera dans toutes les directions des étincelles très-vives et très-brillantes.

Lorsque la combustion aura cessé, on trouvera que le fluide élastique contenu dans le récipient n'a pas disparu, comme cela a eu lieu dans la première expérience, mais qu'il s'est formé une nouvelle espèce particulière de gaz.

Ce gaz est impropre à la respiration et à la combustion. L'eau froide l'absorbe en partie, et l'eau de chaux, l'eau de baryte, les alcalis, l'absorbent entièrement, parce que ce produit est du gaz acide carbonique, résultat de l'union du charbon avec l'oxigène.

Si l'on brûle de cette manière dans le gaz oxigène de l'écorce de charbon, la combustion sera très-brillante. A. H.

EXPÉRIENCE II.

Former un acide par la combinaison d'un corps combustible avec l'hydrogène.

PRÉPARATION. Mélez ensemble dans une bouteille deux décilitres de chlore nouvellement préparé, avec une semblable quantité de gaz hydrogène; fermez la bouteille et exposez-la aux rayons directs du soleil : les deux gaz agiront chimiquement l'un sur l'autre, et se convertiront, sans éprouver de changement dans leur volume, en gaz acide hydro-chlorique (*Voy. GAZ ACIDE HYDRO-CHLORIQUE*). Si les deux gaz sont parfaitement purs, il y aura une explosion. Ainsi donc l'acide hydro-chlorique est un composé de volumes égaux de ces deux gaz, ou, en poids, il est composé d'un 37^e de son poids de gaz hydrogène, et de 36/37^{es} de son poids de chlore.

L'expérience suivante peut servir à confirmer cette assertion.

Remplissez une fiole garnie d'un bouchon bien sain, d'un mélange de gaz hydrogène et de chlore, dans la proportion de trois parties du premier, et de quatre du second. Mettez le bouchon à sa place, et tenez pendant vingt-quatre heures la bouteille renversée et son ouverture plongée dans l'eau. En ôtant le bouchon sous l'eau, la presque totalité du gaz disparaîtra, et le résidu sera absorbé par l'eau.

EXPLICATION. Ces expériences prouvent que l'a-

cide hydro-chlorique, autrefois nommé improprement *acide muriatique*, est un hydracide formé d'hydrogène et de chlore.

Pour convertir le chlore en acide hydro-chlorique, il suffit de le combiner avec l'hydrogène en proportions égales; et pour convertir l'acide hydro-chlorique en chlore, on n'a besoin que d'en soustraire l'hydrogène. (*Voyez GAZ, CHLORE.*) A. H.

EXPÉRIENCE III.

Formation de l'acide nitrique par la combinaison du gaz nitreux avec l'oxigène ou l'air atmosphérique.

Faites passer dans une cloche de verre, et sous l'eau, environ une partie (en volume) de gaz nitreux et deux d'air commun; ces deux fluides, en s'unissant, produiront une vapeur rouge, et le volume des deux gaz diminuera: il se dégagera une quantité considérable de calorique, l'eau montera dans la cloche et absorbera les vapeurs rouges.

EXPLICATION. Dans cette expérience, le gaz nitreux décompose l'air atmosphérique; il enlève l'oxigène au gaz azote, s'unit à lui et forme de l'acide nitreux. L'azote reste par conséquent dans le vase. La chaleur qui est produite est due au calorique qui tenait le gaz en solution, et qui est mis en liberté.

Si l'on substitue à l'air atmosphérique du gaz oxigène, le phénomène sera beaucoup plus frap-

pant. Si l'on mêle un demi-litre de gaz oxigène avec un litre de gaz nitreux, la couleur de la vapeur sera beaucoup plus belle, et le volume des gaz disparaîtra presque totalement.

La formation d'un acide par le mélange du gaz nitreux avec l'air ordinaire ou le gaz oxigène, peut être démontrée par l'expérience suivante.

Collez un morceau de papier de tournesol dans une cloche de verre, près du fond (fig. 7, pl. I); faites passer, dans la cloche remplie d'eau et renversée sur la cuve pneumato-chimique, du gaz nitreux préalablement bien lavé, autant qu'il en faut pour déplacer l'eau jusqu'au-dessous du niveau du papier.

La couleur du papier de tournesol ne changera point; mais en faisant passer dans la cloche de l'air atmosphérique ou du gaz oxigène, le papier rougira promptement, parce qu'il s'est formé de l'acide nitrique. A.

ACIDE CARBONIQUE. *Voyez* GAZ ACIDE CARBONIQUE.

ACIDE FLUORIQUE.

EXPÉRIENCE I.

Préparation de l'acide fluorique.

Mettez une partie de fluatè de chaux bien pur et pulvérisé dans une cornue de plomb, et versez par-dessus deux ou trois parties d'acide sulfurique concentré; adaptez à la cornue un tube en plomb qui

viennent se rendre dans un récipient de plomb, contenant un peu d'eau. Lutez bien les jointures et chauffez peu à peu, de manière à ne pas faire fondre le plomb. Il faut quatre-vingts ou cent grammes (trois onces) de fluatée de chaux pour obtenir une certaine quantité d'acide fluorique.

EFFET. Le mélange de l'acide sulfurique avec la chaux fluatée occasionne une vive effervescence; bientôt la chaleur détermine l'ébullition de l'acide fluorique qui se gazéfie et passe dans le récipient où il se condense.

EXPLICATION. Le fluatée de chaux est composé d'acide fluorique uni à la chaux; en versant de l'acide sulfurique, le fluatée est décomposé; l'acide sulfurique, ayant pour la chaux plus d'affinité que n'en a l'acide fluorique, s'empare de la chaux et forme un sulfate de chaux qui est solide et fixe, tandis que l'acide fluorique se dégage et paraît sous la forme gazeuse.

OBSERVATIONS. On emploie des vases de plomb pour la préparation de l'acide fluorique, parce qu'il attaque le verre.

La préparation de cet acide exige les plus grandes précautions; il faut bien prendre garde d'en respirer les vapeurs ou d'en laisser tomber quelques gouttes sur son corps; car il est extrêmement corrosif; il brûle la peau à l'instant et occasionne des ampoules qui sont accompagnées de douleurs très-vives. Le meilleur remède à cette brûlure est, selon

M. Thenard, la solution affaiblie de potasse caustique. A. H.

EXPÉRIENCE II.

Procédé pour graver le verre au moyen de l'acide fluorique.

On grave sur le verre avec l'acide fluorique, comme on grave sur le cuivre avec l'acide nitrique.

PRÉPARATION. On enduit le verre, du côté que l'on veut graver, d'une couche de l'épaisseur d'un millimètre, de vernis composé avec trois parties de cire jaune et une partie de térébenthine fondues ensemble, ou d'une couche épaisse de solution de colle de poisson. Lorsque ce vernis est sec on trace ou on grave sur ce vernis le dessin que l'on veut avoir, à l'aide d'un burin qui découvre le verre et qui fasse un trait bien net; puis on remplit ces traits d'acide fluorique étendu de cinq à six fois son poids d'eau.

EXPÉRIENCE III.

AUTRE.

PRÉPARATION. On met une partie de fluat de chaux et deux parties d'acide sulfurique dans une boîte de plomb; on la recouvre de la pièce de verre que l'on veut graver, le côté verni en dedans, et on chauffe légèrement. Au moyen de ce procédé, on fait l'acide fluorique et la gravure

à la fois. On délute lorsque la fumée blanche a cessé, c'est-à-dire après dix minutes environ.

EFFET. Dans ces deux procédés, l'acide attaque et dépolit le verre dans les endroits qui ont été découverts par la pointe du burin. Lorsque la gravure est faite, on cesse l'opération, on enlève le mastic de dessus le verre, et on achève, s'il le faut, la gravure par les moyens ordinaires.

EXPLICATION. L'acide fluorique grave le verre, parce qu'il dissout la partie siliceuse du verre, qui est composé de silice et d'un alcali.

—ACIER. L'acier est un composé de fer et de carbone en diverses proportions.

On le prépare en faisant *cémenter* ou chauffer des barres de fer très-pur avec du charbon.

L'acier n'est guère plus dur que le fer. On lui donne la dureté dont on a besoin par la *trempe*, c'est-à-dire qu'après l'avoir fait rougir plus ou moins, selon le degré de dureté que l'on désire, on le refroidit subitement en le plongeant dans de l'eau froide, de la graisse, etc. La trempe le rend plus dur, plus élastique et plus cassant. On a essayé d'expliquer cet effet de différentes manières; mais il n'est aucune explication qui soit pleinement satisfaisante.

EXPÉRIENCE I.

Réactif pour distinguer le fer de l'acier.

Pour distinguer le fer de l'acier par un procédé chimique, prenez de l'acide nitrique, étendez-le avec une certaine quantité d'eau, de manière qu'il n'agisse que faiblement sur la lame d'un couteau de table ordinaire. Versez une goutte de cet acide ainsi étendu sur de l'acier, laissez-l'y pendant quelques minutes, et lavez ensuite la place avec de l'eau, l'acide y fera une tache noire; mais si vous versez une goutte du même acide sur du fer, la tache ne sera pas noire, mais d'une couleur grise-blanchâtre.

EXPLICATION. Nous avons dit que l'acier est du fer combiné avec le carbone. La tache noire est l'effet de la conversion du carbone de l'acier en charbon ordinaire qui devient alors visible; mais le fer qui ne contient presque point de carbone ne présente qu'une légère tache grise.

L'utilité de cette épreuve ne se borne point aux objets d'acier finis et manufacturés, mais son emploi met à même les ouvriers en acier et en fer de déterminer également la qualité et l'uniformité de la contexture ou du grain des objets non travaillés. A.

AÉROSTAT. C'est un globe creux rempli de quelque fluide aériforme très-léger, et qui peut s'élever à des hauteurs plus ou moins considérables.

C'est à l'illustre *Montgolfier* qu'est due l'invention des aérostats.

Une anecdote intéressante mérite de trouver ici sa place ; elle peut servir à prouver comment les plus belles découvertes sont souvent provoquées par les causes les plus légères, et comment l'œil attentif de l'homme qui observe sait mettre à profit les choses les plus insignifiantes pour les autres.

Montgolfier, dit-on, assis près de son feu, regardait la fumée sortir de la cheminée et s'élever au plafond de son appartement. Mais, se dit-il, ne pourrait-on pas enfermer cette fumée dans une enveloppe légère, et s'élever ainsi dans les airs? . . . Voilà les ballons trouvés.

Newton découvre les lois de la gravitation en regardant jouer à la paume.... Combien de savans avaient joué à la paume avant Newton? Combien de gens avant Montgolfier avaient vu la fumée s'élever dans les airs?

Il y a deux sortes d'aérostats et deux moyens de les remplir ; l'un, en dilatant par la chaleur l'air qu'ils contiennent ; l'autre, en les remplissant de gaz hydrogène, qui est beaucoup plus léger que l'air. Les premiers se font en toile, et les seconds en taffetas gommé, lorsqu'on veut en faire usage pour de grandes expériences : s'ils sont destinés à de simples amusemens, les premiers se font en papier, et les seconds en baudruche, qui est une pellicule fort mince qu'on lève sur l'esto-

mac du bœuf. Nous ne parlerons que des aérostats destinés aux récréations.

EXPÉRIENCE I.

Aérostats en papier.

Comme il est fort essentiel que ces sortes d'aérostats soient fort légers, on emploie pour les construire le papier Joseph qui est fort mince, qui n'est point cassant, et qui ne pèse guère qu'un gros un quart le pied carré; la moindre grandeur qu'on puisse leur donner est de quatre pieds de diamètre; sans cela ils seraient trop pesans et ne pourraient s'élever. Pour donner à ces aérostats la forme sphérique, il faut, après avoir collé plusieurs pièces de ce papier bout à bout, les tailler par fuseaux, de même que sont taillées les portions de cartes géographiques dont on se sert pour couvrir les globes terrestres. Pour y parvenir, on commencera par déterminer la grandeur de l'aérostat qu'on veut construire, et le nombre des fuseaux dont on doit le composer, qui peut être de seize pour ceux de quatre à cinq pieds, et de vingt-quatre pour ceux de six à sept pieds.

Pour avoir la forme des fuseaux, décrivez le demi-cercle A B C (fig. 45, pl. II), dont le diamètre A C soit égal à celui de l'aérostat, et élevez à son centre D la perpendiculaire D B; divisez les arcs A B et B C en six parties égales, si vous avez réglé à vingt-quatre le nombre des fuseaux,

ou en quatre parties, s'il doit être de seize : tirez ensuite les parallèles dd , ee , ff , gg , hh : partagez l'arc AD en deux parties égales, et tirez du centre D le rayon Dc ; transportez les longueurs des lignes Eh , Fg , Gf , He et Id sur la ligne Dc , à commencer du centre D , et décrivez les arcs $h5$, $g4$, $f3$, $e2$ et $d1$.

Tracez la ligne AB (fig. 46), égale à l'arc AD de la figure 45, afin de déterminer la longueur des demi-fuseaux, et tirez les deux parallèles CD et EF , distantes de celle AB de la longueur de l'arc Ac (fig. 45) : divisez le tout en six parties égales par les parallèles 1, 2, 3, 4, 5 et 6 ; portez ensuite la longueur de l'arc $d1$ (fig. 45) de part et d'autre sur $d1$ (fig. 46), celle de l'arc $e2$ de part et d'autre sur $e2$, et ainsi des autres arcs.

Tracez ensuite et faites passer les courbes CB et EB (fig. 46) par tous ces points de divisions, afin d'avoir l'espace CBE qui sera alors la moitié de votre fuseau, dont vous ferez un modèle en papier ou en carton pour vous servir à tailler votre papier (1) : vos demi-fuseaux étant taillés, vous les joindrez d'abord deux à deux, et vous en retrancherez ensuite par une extrémité la longueur de douze à quinze pouces : pour joindre ensemble

(1) Pour plus de régularité, vous couperez vos fuseaux un pouce plus large, afin qu'ils conservent leur forme sphérique, et qu'en les joignant leur diamètre ne soit pas diminué.

vos fuseaux, vous en poserez deux exactement l'un sur l'autre, et vous les collerez par l'un des bords; vous prendrez ensuite un troisième fuseau, vous le poserez sur le second, auquel vous le collerez par le côté opposé, et ainsi de suite jusqu'à votre dernier fuseau: le tout étant bien sec, vous développerez tous vos fuseaux, et vous collerez ensemble le premier et le dernier; alors votre aérostat sera fini, et il se trouvera avoir une ouverture que vous garnirez d'un ruban, pour pouvoir y suspendre le fourneau ci-après.

Construisez un fourneau de fil de fer très-fin, si votre aérostat est petit, et le suspendez dans l'ouverture que vous y avez ménagée, de manière que la flamme d'une ou de deux feuilles de papier, mises en paquet et trempées dans l'huile, puisse fournir de la flamme dans son intérieur. Avant de mettre le feu à ce papier, suspendez-le de manière qu'il soit en grande partie vide d'air, et aussitôt qu'il sera gonflé, lâchez-le en liberté avec son fourneau, qui lui servira de lest: ces sortes d'aérostats vont souvent à deux ou trois lieues, et se soutiennent en l'air à une très-grande élévation, tant qu'il y a du feu dans le fourneau. On ne doit pas faire ces sortes d'amusemens lorsqu'il y a lieu de craindre que ces aérostats puissent tomber sur des endroits où il est facile de mettre le feu, quoiqu'ordinairement ils ne retombent que dans le moment où le feu est éteint.

Aérostats en peau de baudruche.

Ces sortes d'aérostats peuvent se faire beaucoup plus petits que ceux en papier, non-seulement parce qu'ils sont, à volume égal, beaucoup plus légers, mais encore parce que l'air inflammable dont on les remplit est beaucoup moins pesant que l'air dilaté par le feu. Cependant on ne peut guère leur donner moins de trente-quatre centimètres (un pied) de diamètre. La peau de baudruche doit être doublée, et on la taille par fuseaux, de même que le papier; on joint ces fuseaux ensemble avec le plus de soin qu'il est possible, en se servant de la colle de poisson; on n'y laisse point d'ouverture, et on y ajuste de la même manière un tuyau qui sert à introduire l'air: étant finis, on les remplit d'air atmosphérique, afin de voir s'ils n'en laissent point échapper, et d'y remédier. On peut les rendre meilleurs en leur donnant une couche d'huile siccative.

Le ballon étant rempli, on le lie par son col, et on y attache un fil de soie, si on ne veut pas le laisser aller à ballon perdu.

La forme du ballon étant indifférente, puisqu'il suffit que l'air qui y est renfermé, joint à son poids, soit plus léger qu'un égal volume d'air atmosphérique, on peut les faire de manière à représenter des dragons volans, des chevaux ailés, etc.; mais alors l'agrément qu'ils peuvent procurer n'est pas

de longue durée, attendu qu'on les perd bientôt de vue : cet amusement ne pourrait être agréable que dans le cas où ils se tiendraient toujours à une élévation médiocre, à laquelle on pourrait facilement les distinguer.

On y parvient cependant en les lestant d'un poids assez lourd pour qu'ils ne puissent s'élever qu'à la hauteur déterminée. (GUYOT, *Récréations physiques.*)

Au moyen de la chaleur produite par les rayons solaires, on peut tellement dilater l'air contenu dans un ballon fait exprès, qu'il s'enlève seul et spontanément; mais si un nuage vient à intercepter les rayons du soleil, le ballon se désenfle et retombe aussitôt.

EXPÉRIENCE III.

Démontrer les effets du parachute.

Le parachute est une espèce de parapluie en papier ou en étoffe, qui se déploie en tombant, et qui, par la grande surface qu'il offre à la résistance de l'air, peut ralentir considérablement la chute d'un corps.

1°. Attachez à la partie inférieure du parachute une figure légère, un panier ou une cage contenant un oiseau, en sorte que le parachute ne soit point gêné dans son mouvement; 2° suspendez ensuite ce parachute au ballon par le moyen d'une

ficelle à laquelle sera adaptée une fusée placée dans une position horizontale. Lorsque le ballon sera sur le point de s'enlever, mettez le feu à la fusée, qui doit brûler au moins pendant une minute.

EFFET. Le ballon enflé s'élèvera dans les airs, la fusée consumée jusqu'à son extrémité brûlera la ficelle à laquelle elle se trouve attachée, et qui suspend le parachute : celui-ci tombera aussitôt, se déploiera et descendra majestueusement à terre, sans que les objets qu'il supporte aient éprouvé aucun dommage.

Le parachute qui doit avoir un développement de quatre-vingts centimètres à un mètre (de deux pieds et demi à trois pieds) ne doit pas peser , avec les objets qu'il supporte , plus de deux ou trois kilogrammes (quatre à six livres).

AFFINITÉ. L'affinité, dite aussi *attraction chimique*, *attraction de combinaison*, consiste dans une tendance particulière que des corps d'une nature différente ont pour s'unir et se combiner les uns avec les autres. C'est par cette force que toutes les compositions et décompositions sont produites. M. Davy pense que l'affinité n'est autre chose que le résultat de l'attraction électrique des corps. (*Voy. PRÉCIPITATION, Expériences VII et VIII.*)

Le nouveau composé qui résulte de la combinaison de deux ou de plusieurs corps a le plus ordinairement des propriétés tout-à-fait différentes de

celles des principes constituans de ce composé : ainsi des gaz forment souvent un solide, un liquide, et *vice versâ*.

Il arrive fréquemment que des substances inertes produisent des composés inertes, que des substances actives restent telles après leur combinaison ; mais souvent le contraire a lieu. Ainsi, l'oxygène, le soufre et l'eau, substances sans saveur par elles-mêmes, et comparativement inertes, produisent de l'huile de vitriol (*acide sulfurique*) lorsqu'elles sont chimiquement combinées. La potasse, qui est un caustique puissant, étant combinée avec l'acide sulfurique concentré, forme un sel d'une faible activité. Il en est de même du sel de cuisine, qui est formé de deux corps très-caustiques, l'acide hydrochlorique et la soude.

Les couleurs, la pesanteur spécifique et la température des corps, sont ordinairement altérées par l'action chimique.

Souvent il arrive que les propriétés des corps sont réciproquement masquées, et qu'elles se *neutralisent* : nous en avons un exemple remarquable dans l'union des acides avec les alcalis, comme dans celle de l'acide sulfurique, avec une dissolution de potasse. L'acide rougit les couleurs bleues, et il est aigre. La potasse convertit le bleu en vert, et elle est âcre : si l'on ajoute l'acide à la dissolution alcaline jusqu'à un certain point, il en résultera que la saveur du liquide ne sera ni acide, ni

âcre, mais seulement légèrement saline et amère. Elle ne produira non plus aucun effet sur les couleurs bleues : alors l'acide a été neutralisé par l'alcali, et le composé a été appelé *sel neutre*.

Chaque corps a plus ou moins d'affinité avec les autres substances qui se présentent à lui. Cette force est modifiée par la quantité relative des corps entre lesquels la combinaison a lieu ; par la cohésion, par la température, par la pression, etc. Si tous les corps avaient entre eux le même degré d'affinité, il n'y aurait aucun changement dans la nature ; il n'y aurait ni décomposition, ni nouvelles compositions. C'est sur cette différence d'affinités que sont fondées toutes les opérations chimiques de la nature et des arts.

EXPÉRIENCE I.

Deux fluides invisibles, approchés l'un de l'autre, produisent une nuée blanche épaisse.

Mouillez la surface intérieure d'un grand verre à boire ou d'une cloche à large ouverture avec de l'acide hydro-chlorique, et mouillez de la même manière, à l'aide d'une plume, un autre vase avec de l'ammoniaque ; si ces deux vases sont tenus à une certaine distance l'un de l'autre, ils paraîtront vides, quoique dans la réalité ils contiennent, l'un des vapeurs d'acide hydro-chlorique, et l'autre de l'ammoniaque : mais si vous les placez l'un près de

l'autre, ou si vous renversez l'ouverture de l'un sur celle de l'autre, ils se rempliront de vapeurs blanches épaisses qui rouleront les unes sur les autres pendant un certain temps, comme un nuage, et finiront par former une légère croûte cristallisée dans l'intérieur des verres.

EXPLICATION. L'union de ces deux vapeurs invisibles produit de l'hydro-chlorate d'ammoniaque (*sel ammoniac*). A.

AIR ATMOSPHERIQUE. L'air est un fluide transparent, invisible, inodore, sans saveur, pesant et très-élastique.

Il est composé de vingt-une parties d'oxigène, de soixante-dix-neuf d'azote, d'un millième de gaz carbonique et d'une petite quantité d'eau en vapeurs.

EXPÉRIENCE I.

Analyse de l'air atmosphérique.

Mettez environ dix grains de phosphore dans une fiole à médecine; fermez-la hermétiquement et chauffez-la petit à petit au-dessus d'une lampe. Aussitôt que le phosphore est échauffé à un certain degré, il s'enflamme et produit une fumée blanche épaisse. Quand il a cessé de brûler, chauffez de nouveau la bouteille, après qu'elle est refroidie, pour voir si une nouvelle combustion a lieu. Enfin, laissez refroidir la bouteille.

Si la bouteille est parfaitement sèche, ses parois intérieures se couvriront d'une croûte blanche (*acide phosphatique*); mais si elle est humide, la croûte deviendra liquide.

Plongez ensuite la bouteille, l'ouverture en bas, dans un vase plein d'eau et ôtez le bouchon, l'eau montera dans la bouteille; ainsi donc, une partie de l'air a disparu. L'eau qui est entrée dans la bouteille montre la quantité d'air qui a été absorbée pendant la combustion du phosphore, en comparant son volume avec la capacité du vase.

La portion d'air qui a ainsi disparu s'élève environ à un cinquième du tout.

Si la bouteille, après qu'on y a renfermé le phosphore, a été soigneusement pesée, et si on la pèse de nouveau quand la combustion est terminée, on ne trouvera pas de différence dans son poids. L'air qui reste n'est plus propre à entretenir la combustion du phosphore ou d'autres corps; les animaux y seraient suffoqués.

EXPLICATION. Le phosphore étant échauffé détruit l'équilibre de l'affinité qui existe entre les parties constituantes de l'air, qui sont l'oxygène et l'azote, parce qu'il a pour l'oxygène une plus grande attraction que n'en a l'azote; il s'unit avec lui (l'oxygène) et se convertit en acide phosphorique: l'autre partie de l'air atmosphérique, l'azote, reste dans le vase. La quantité du gaz azote de l'air sur lequel on a opéré, étant soustraite du volume primitif de

l'air, donne la proportion du gaz oxigène qu'il contenait.

Cette méthode d'analyser l'air de l'atmosphère ne donne pas des résultats très-exacts, mais elle peut servir à démontrer de quelle manière le phosphore peut être employé à cet objet.

La méthode suivante d'analyser l'air atmosphérique est plus correcte et plus facile.

Prenez un tube de verre de douze à vingt millimètres (un demi-pouce à trois quarts de pouce) de diamètre, et de vingt-sept à trente-deux centimètres (dix à douze pouces) de longueur, fermé à son extrémité supérieure, et gradué en parties égales (fig. 42, pl. II); remplissez-en une partie avec l'air que vous voulez examiner; introduisez ensuite dans le tube un long cylindre de phosphore, supporté par une baguette de verre, et renversez le tube sur l'eau d'une cuve pneumatologique. Le phosphore doit être à peu près aussi long que la partie du tube qui renferme l'air. Immédiatement après l'introduction du phosphore, il se forme des vapeurs blanches qui remplissent le tube. Ces vapeurs descendent successivement et sont absorbées par l'eau. Quand les vapeurs ont disparu, l'expérience est terminée, car le gaz oxigène qui se trouvait dans l'air renfermé dans le tube s'est uni au phosphore. Le résidu est l'azote de l'air soumis à l'examen.

EXPLICATION. Cette expérience est analogue à la

précédente; mais ici l'absorption de l'oxigène se fait lentement.

On peut aussi analyser l'air de l'atmosphère au moyen de l'eudiomètre du docteur Hope. Cet instrument consiste en une petite bouteille *a* de la capacité de soixante à quatre-vingt-dix millilitres (deux ou trois onces) environ (*Voy.* fig. 48, pl. II), destinée à contenir la substance eudiométrique, et pourvue d'un petit bouchon en *b*: au goulot de cette bouteille doit être fixé avec soin, et à frottement, un tube *c* qui est divisé en cinquante ou cent parties égales.

Pour faire usage de cet appareil, remplissez la bouteille *a*, d'hydro-sulfure de chaux, que l'on prépare en faisant bouillir un mélange de chaux vive et de soufre avec de l'eau: on filtre la solution, et on l'agite pendant quelque temps dans une bouteille à demi-remplie d'air commun.

Remplissez ensuite d'air atmosphérique le tube, et mettez-le à sa place; alors, en retournant l'instrument, l'air montera du tube *c* dans la bouteille *a*, où l'on en favorisera le contact avec le liquide (*l'hydro-sulfure de chaux*) par une violente agitation.

Il se fera une absorption: pour la remplacer, ouvrez le bouchon *b* sous l'eau; une petite quantité de cette eau montera dans la bouteille; remettez le bouchon *b* toujours sous l'eau, et agitez de nouveau; continuez ainsi alternativement ces opéra-

tions jusqu'à ce qu'il ne se fasse plus de diminution; retirez alors le tube *c*, le cou de la bouteille étant plongé dans l'eau, et maintenez le tube sur l'eau pendant quelques minutes. En le fermant, la diminution paraîtra, et on mesurera la quantité d'air absorbé au moyen de l'échelle graduée qui est gravée sur le tube.

EXPLICATION. L'air qui est exposé à l'action de l'hydro-sulfure de chaux se décompose graduellement, par la raison que son oxigène se combine avec une portion du soufre et se convertit en acide sulfurique, tandis que l'azote demeure.

La quantité d'oxigène contenue dans l'air soumis à l'examen devient donc sensible par la diminution de volume que l'air soumis à l'expérience a éprouvé. A.

On peut encore analyser l'air au moyen du deutroxyde d'azote (*Voy. GAZ AZOTE*), et du gaz hydrogène (*Voyez l'Explication des planches*).

EXPÉRIENCE II.

Démontrer que l'air atmosphérique contient toujours de l'acide carbonique.

On peut faire cette expérience en transvasant plusieurs fois de suite de l'eau de baryte ou de l'eau de chaux, ou en l'exposant à l'air dans des capsules fort larges.

EFFET. Ces eaux deviendront laiteuses et déposeront un précipité qui est du carbonate de chaux ou de baryte.

OBSERVATIONS. La quantité d'acide carbonique contenue dans l'air varie rarement, excepté dans les lieux où la respiration et la combustion sont en grande activité.

EXPÉRIENCE III.

L'air atmosphérique contient de l'eau, même pendant le temps le plus sec.

PRÉPARATION. Mettez dans une éprouvette, ou dans un verre à boire bien sec, un mélange réfrigérant (*Voyez CALORIQUE, § IV*).

EFFET. La surface extérieure du vase se couvrira bientôt de gouttelettes d'eau et de petits cristaux de glace.

OBSERVATIONS. On voit fréquemment un effet semblable pendant l'été, lorsqu'on apporte à l'air des bouteilles sortant de la cave; elles deviennent humides, parce qu'étant très-fraîches, elles condensent l'eau en vapeurs, contenue dans l'air ambiant.

AUTRE.

PRÉPARATION. Mettez une petite cuillerée de chlorure de calcium sec ou d'acétate de potasse, ou de sous-carbonate de potasse, dans une soucoupe

ou dans un autre vase plat; exposez-les à l'air libre pendant quelques jours.

EFFET. Ces sels deviendront liquides en absorbant les parties aqueuses tenues en dissolution par l'air.

OBSERVATIONS. La proportion des vapeurs qui se trouvent dans l'atmosphère varie d'une manière remarquable, en raison de la température, du climat et des saisons. Selon M. Dalton, sous la zone torride la quantité d'eau en solution dans l'atmosphère équivaut à la pression d'un ou deux centimètres de mercure. Dans notre climat elle est rarement égale à une pression de huit millimètres, et souvent elle n'est que de 0,001 (un millimètre).

La quantité d'eau que l'on peut retirer d'un décimètre cube d'air à 15 $\frac{1}{4}$ 0 est d'un milligramme. L'eau ainsi contenue dans l'air est appelée *eau hygrométrique*.

Tant que l'eau reste à l'état de vapeurs, l'air est parfaitement transparent; mais lorsque ces vapeurs se condensent, elles communiquent à l'air une opacité très-sensible, et forment les nuages, les pluies, les brouillards, etc.

EXPÉRIENCE IV.

L'air qui a servi à la respiration a perdu sa pureté.

PRÉPARATION. Versez de l'eau de chaux nouvellement préparée dans un verre, jusqu'à la moitié,

et, au moyen d'un tube, soufflez dans cette eau avec la bouche, de manière à la faire bouillonner fortement.

EFFET. Après quelques instans, l'eau qui était très-limpide devient blanche comme du lait et dépose un précipité.

EXPLICATION. L'air, comme nous l'avons dit, est composé d'oxigène et d'azote : en passant dans les poumons, une partie de son oxigène se charge du carbone émis par ces organes, et forme de l'acide carbonique qui est rejeté au dehors par l'expiration. En traversant l'eau de chaux, l'acide carbonique s'empare de la chaux que cette eau contient, ce qui donne lieu à la formation d'un sous-sel insoluble qui se précipite : c'est du sous-carbonate de chaux. L'air qui sort de l'eau de chaux contient beaucoup d'azote ; il n'est plus propre à la respiration, ni à la combustion.

OBSERVATIONS. La combustion de l'oxigène dans les poumons est nécessaire pour entretenir la vie et pour rendre au sang les qualités qu'il a perdues en parcourant les diverses parties du corps. C'est aussi à cette combustion de l'oxigène dans la poitrine que l'on attribue la cause de la chaleur animale.

EXPÉRIENCE V.

Rendre rouge une liqueur bleue par l'air provenant de la respiration.

Versez deux petites cuillerées d'eau dans un verre à vin; ajoutez-y une quantité suffisante de teinture de choux pour teindre l'eau en bleu léger; soufflez à travers cette eau colorée l'air sortant des poumons, à l'aide d'un tuyau de plume ou de pipe, en le plongeant dans le liquide. Les bulles d'air, en passant à travers l'eau, la teindront bientôt en rouge, parce que l'air expiré par les poumons contient de l'acide carbonique, et que les acides teignent en rouge les couleurs bleues végétales. A.

EXPÉRIENCE VI.

Rendre bleue et ensuite rouge une liqueur verte, par l'air provenant de la respiration.

Rendez légèrement vertes quelques cuillerées de teinture de choux, en y ajoutant une très-petite quantité d'ammoniaque ou de tout autre alcali; soufflez à travers cette eau de l'air provenant de la respiration, ainsi qu'il a été dit dans l'expérience précédente; la teinture qui était verte redeviendra bleue, parce que le gaz acide carbonique provenant de l'air respiré, neutralise l'effet de l'alcali. Mais si vous continuez à faire passer l'air des pou-

mons et à le faire agir sur la teinture bleue, elle deviendra rouge à cause de l'excès d'acide carbonique qu'elle contient et qui ne peut plus se combiner à l'alcali (*Voyez l'expérience précédente*). A.

EXPÉRIENCE VII.

L'air atmosphérique diminue de volume par la respiration des animaux.

PRÉPARATION. Mettez un petit animal, une souris, un oiseau, dans une cloche de verre, et fermez exactement l'ouverture de cette cloche avec un morceau de vessie mouillée.

EFFET. La chaleur de l'animal dilate d'abord l'air et fait bomber la vessie en dehors. L'animal ne tarde pas à mourir, et lorsqu'il est refroidi, la vessie creuse au dedans de la cloche, ce qui prouve que l'air intérieur a diminué de volume. On peut connaître exactement la diminution de l'air par l'expérience suivante.

AUTRE.

PRÉPARATION. Mettez l'animal dans une soucoupe placée sur la cuve pneumatique à l'eau ou à mercure (*Voyez GAZ, § 1*); recouvrez cette soucoupe d'une cloche de verre graduée, ayant soin que les bords de cette cloche soient bien recouverts par le liquide.

EFFET. Le liquide recouvert par la cloche bais-

sera d'abord un peu au-dessous du niveau ; mais après la mort de l'animal , il s'élèvera à plusieurs millimètres au-dessus du niveau liquide de la cuve : il y a diminution de l'oxigène de l'air et formation d'acide carbonique.

EXPÉRIENCE VIII.

L'air atmosphérique est vicié par les fleurs.

PRÉPARATION. Mettez des fleurs sous une cloche de verre placée au-dessus d'une soucoupe contenant de l'eau ou du mercure , et laissez ainsi ces fleurs dans l'obscurité jusqu'au lendemain.

EFFET. Les fleurs seront trouvées sans aucune altération , mais l'air de la cloche sera vicié , l'oxigène aura disparu , et il sera remplacé par de l'acide carbonique : une bougie plongée dans cet air s'y éteindra sur-le-champ , et un animal y périra de suite. Une plante commune vicie dix fois son volume d'air atmosphérique dans moins de vingt-quatre heures.

APPLICATIONS. Cette expérience démontre combien il est dangereux de coucher dans des lieux fermés qui renferment beaucoup de fleurs ou de fruits. C'est à cette imprudence que doit sans doute être attribuée la mort de plusieurs personnes.

AIR TONNANT. Voyez GAZ TONNANT.

ALCALIS. Les alcalis sont , pour la plupart , des oxides de métaux excessivement combustibles , qui

peuvent être ramenés à l'état métallique au moyen du carbone et d'une très-haute température.

Le caractère distinctif des alcalis est de verdier plusieurs teintures bleues végétales, et de ramener au bleu celles qui ont été rougies par un acide. Combinés avec les huiles, ils forment des savons; combinés avec la silice, ils forment le verre. Ils sont très-sapides et même caustiques.

On divise les alcalis en alcalis fixes et en alcalis volatils.

On distingue l'alcali fixe végétal ou la potasse (*deutoxide de potassium*).

L'alcali fixe minéral ou la soude (*deutoxide de sodium*).

L'alcali volatil fluor ou ammoniaque; la chaux (*oxide de calcium*); la strontiane (*oxide de strontium*); la baryte (*protoxide de barium*) et la morphix sont mis aussi au nombre des alcalis.

Quoique l'ammoniaque jouisse des propriétés assignées aux alcalis, on ne peut cependant pas encore admettre qu'il soit un oxide métallique. M. Davy a annoncé, il est vrai, qu'il était parvenu à isoler le métal de l'ammoniaque qu'il nomme *ammonium*; mais si l'on réfléchit que l'on fait l'ammoniaque de toutes pièces, en unissant l'azote et l'hydrogène, on concevra combien il est difficile d'admettre l'opinion de M. Davy. Si cette opinion se vérifiait, elle aurait des résultats bien importans.

On a découvert récemment un grand nombre

d'alcalis dans les composés végétaux et animaux ; on les nomme *alcalis organiques*.

EXPÉRIENCE I.

Formation d'un alcali par la combinaison d'un corps combustible avec l'oxigène.

PRÉPARATION. Mettez dans une soucoupe contenant un peu d'eau, quelques grains de potassium, et couvrez cette soucoupe d'une cloche contenant du gaz oxigène.

EFFET. Le potassium s'enflamme par le contact de l'eau, et sa combustion devient très-vive dans l'oxigène : quand elle aura cessé, l'eau de la soucoupe contiendra un alcali (de la potasse ou *deutoxide de potassium*), ce que l'on peut voir en versant dans de l'eau rougie par la teinture de choux rouge, qui verdira de suite, ou dans du sirop de violettes. Ce qui prouve que cet alcali est formé par la combustion d'un corps combustible. A.

Démontrer que le blanc d'œuf contient un alcali. Voyez OEUF.

Réactif pour reconnaître les alcalis. V. RÉACTIF.

ALCOOL. L'alcool ou esprit de vin est une liqueur incolore, très-volatile et inflammable, que l'on retire des liqueurs vineuses par la distillation ; il a une saveur forte et pénétrante, et une odeur agréable.

Il brûle avec une flamme bleuâtre qui ne laisse aucune espèce de fumée et de suie : cette flamme est à peine visible à la lumière.

Si l'on éclaire un appartement au moyen de grosses lampes à esprit de vin, les assistans paraissent défigurés. (*Voyez* FLAMBEAU INFERNAL.)

L'alcool peut être mêlé en toutes proportions avec l'eau; mais la pesanteur spécifique du mélange est plus grande que celle moyenne des deux liquides, ce qui résulte d'une diminution de volume qui a eu lieu dans le mélange. (*Voy.* PÉNÉTRATION MUTUELLE DES LIQUIDES.)

On détermine d'après leur pesanteur spécifique le degré de force des liqueurs spiritueuses, qui ne sont autre chose que de l'alcool avec plus ou moins d'eau; on se sert pour cela d'un instrument nommé *aréomètre* ou *pèse-liqueur*, qui s'enfonce dans l'alcool, d'autant plus qu'il est mieux rectifié; mais cet instrument est bien imparfait. Il faut aussi avoir soin, lorsque l'on veut *peser* de l'eau-de-vie ou de l'alcool, de tenir compte de la température, car le même esprit pesé à 0, et ensuite à 30°, offre une différence de plus d'un degré en faveur de ce dernier. C'est une fraude trop en usage parmi les marchands de mauvaise foi; elle mérite d'être signalée.

L'alcool fait la base des liqueurs de table et de plusieurs sortes de vernis. Soumis à la distillation avec certains acides, il forme les *éthers*.

ALCOOL PHOSPHORÉ. *Voyez* PHOSPHORE.

EXPÉRIENCE I.

Faire de l'eau-de-vie sans feu et sans distillation.

PRÉPARATION. Faites dissoudre dans de bon vin du sulfate de soude privé de son eau de cristallisation, ou tombé en efflorescence.

EFFET. Ce sel s'empare aussitôt de l'eau contenue dans le vin, et tend à se cristalliser.

EXPLICATION. Ce moyen est fondé sur la propriété qu'a ce sel de tomber en efflorescence, et de reprendre une nouvelle portion d'eau à l'aide de laquelle il se cristallise de nouveau.

EXPÉRIENCE II.

Procédé facile pour reconnaître la quantité d'esprit contenu dans le vin, la bière et les autres liqueurs spiritueuses.

Nous sommes redevables à M. Brande du moyen suivant de déterminer la force des vins. Il détruit l'opinion communément reçue et appuyée d'abord par M. Fabroni, que l'eau-de-vie ou l'esprit retiré du vin se forme pendant le procédé de la distillation, au moyen de laquelle on l'obtient; tandis que, au contraire, il est clairement prouvé que l'eau-de-vie existe déjà formée dans les liqueurs vineuses, et qu'elle peut être séparée sans le procédé de la distillation, ce qui se fait de la manière suivante : Ajoutez à huit parties de vin en mesure une partie

d'une solution concentrée de sous-acétate de plomb, ou du protoxide de plomb fondu (*litharge*) bien porphyrisé : il se fera un précipité insoluble épais. C'est une combinaison du plomb avec la matière colorante extractive et acide du vin.

Remuez ce mélange pendant quelques minutes ; filtrez le tout et recueillez le liquide filtré : il contient l'eau-de-vie ou l'esprit et l'eau du vin avec une portion de sous-acétate de plomb, pourvu que ce dernier n'ait pas été mis en excès, car alors une partie resterait sans être décomposée. Ajoutez en petite quantité, à différentes fois, dans cette liqueur, du sous-carbonate de potasse chaud, pur, et préalablement bien desséché à l'aide de la chaleur (non pas du sel de tartre ou du sous-carbonate de potasse du commerce), jusqu'à ce que la dernière portion que vous ajouterez reste sans se dissoudre. Alors l'eau-de-vie ou l'esprit contenu dans ce liquide se séparera, car le sous-carbonate de potasse s'empare de toute l'eau qu'il contenait; l'eau-de-vie ou l'esprit de vin forme une couche distincte qui surnage la solution aqueuse du sel alcalin. Si l'on fait l'expérience dans un tube de verre de deux à cinq centimètres (un demi-pouce à deux pouces) de diamètre, et gradué en cent parties égales, on reconnaîtra à la simple inspection combien une quantité donnée de vin fournit d'esprit par cent.

En opérant sur un mélange artificiel d'alcool et d'eau, M. Brande a trouvé que, lorsque l'alcool

n'est pas au-dessous de seize pour cent, la quantité indiquée par le sous-carbonate de potasse sec et chaud, après que la matière colorante et acide en a été séparée par le sous-acétate de plomb, présentait toujours une diminution d'une demi-partie pour cent, dans la proportion d'alcool contenu dans le mélange.

EXPLICATION. L'oxide de plomb du sous-acétate de plomb se combine avec la matière colorante et l'acide libre, de même qu'avec l'extractif végétal contenu dans la liqueur vineuse, et forme avec lui un composé insoluble, tandis que le sous-carbonate de potasse se combine avec l'eau du vin, et met l'alcool ou eau-de-vie en liberté.

TABLEAU représentant comparativement la quantité d'alcool (pesanteur spécifique 0,825) obtenue par M. Brande, de différens vins et de diverses liqueurs spiritueuses.

PROPORTION D'ALCOOL POUR CENT EN MESURE.

	LIQUEURS.	LE PLUS.	MOYENNE.	LE MOINS.
1	Lissa.	26, 47	25, 41	24, 35
2	Vin de raisins secs.	26, 40	25, 15	23, 30
3	Marsalla.	26, 03	25, 09	25, 05
4	Vin d'Opporto.	25, 83	22, 83	19, 00
5	Madère.	24, 42	22, 25	19, 24
6	Vin de groseilles.	»	20, 55	»
7	Xérès.	19, 81	19, 17	18, 25
8	Ténériffe.	»	19, 79	»
9	Colares.	»	19, 75	»
10	Lachryma-Christi.	»	19, 70	»
11	Constance blanc.	»	19, 75	»
12	<i>Idem</i> rouge.	»	18, 92	»
13	Lisbonne.	»	18, 94	»

PROPORTION D'ALCOOL POUR CENT EN MESURE.

	LIQUEURS.	LE PLUS.	MOYENNE.	LE MOINS.
14	Malaga.	»	18, 94	»
15	Bucellas.	»	18, 49	»
16	Madère rouge.	22, 30	20, 35	18, 40
17	Cap muscat.	»	18, 25	»
18	Cap Madère.	22, 94	20, 51	18, 11
19	Vin de raisin.	»	18, 11	»
20	Calcavella.	19, 20	18, 65	18, 10
21	Vidonia.	»	19, 25	»
22	Alba Flora.	»	17, 26	»
23	Malaga.	»	17, 26	»
24	Ermitage blanc.	»	17, 43	»
25	Roussillon.	19, 00	18, 13	17, 26
26	Bordeaux.	17, 11	15, 10	12, 91
27	Zante.	»	17, 05	»
28	Malvoisie de Madère.	»	16, 40	»
29	Lunel.	»	15, 52	»
30	Schiras.	»	15, 52	»
31	Syracuse.	»	15, 28	»
32	Sauterne.	»	14, 22	»
33	Bourgogne.	16, 60	14, 57	11, 95
34	Vin vieux du Rhin.	14, 37	12, 08	8, 88
35	Nice.	»	14, 63	»
36	Barsac.	»	13, 86	»
37	Vin d'Alicante.	»	13, 30	»
38	Champagne.	13, 80	12, 61	11, 30
39	Ermitage rouge.	»	12, 32	»
40	Vin de Grave.	13, 94	13, 37	12, 80
41	Frontignan.	»	12, 79	»
42	Côte-Rôtie.	»	12, 32	»
43	Vin de groseilles.	»	11, 84	»
44	Vin d'orange, terme moyen de six échantil- lons de ce vin, fait par un manufacturier de Londres.	»	11, 26	»
45	Tokay.	»	9, 88	»
46	Vin de sureau.	»	8, 79	»
47	Cidre de première qualit. Poiré.	»	9, 87	»
48	Hydromel	»	7, 26	»
49	Hydromel	»	7, 32	»
50	Alle.	8, 88	6, 88	5, 56
51	Bière forte, brune.	»	6, 80	»
52	Porter de Londres.	»	4, 20	»
53	Petite bière de Londres.	»	1, 28	»

PROPORTION D'ALCOOL POUR CENT EN MESURE.

	LIQUEURS.	LE PLUS.	MOYENNE.	LE MOINS.
54	Eau-de-vie.	»	53, 39	»
55	Rhum.	»	53, 68	»
56	Esprit de genièvre.	»	51, 60	»
57	Whiskey d'Ecosse.	»	54, 52	»
58	<i>Idem</i> d'Islande.	»	53, 90	»

A. H.

EXPÉRIENCE III.

Manière de reconnaître si l'alcool est absolument privé d'eau.

PRÉPARATION. Jetez dans l'alcool que vous voulez examiner, un fragment de baryte.

EFFET. Si l'alcool est bien pur, la baryte y restera absolument intacte, mais elle se délitera à l'instant, pour peu que l'alcool contienne d'eau.

EXPLICATION. Cet effet est dû à ce que la baryte n'éprouve aucune action de la part de l'alcool pur, mais qu'elle est, au contraire, attaquée par l'eau.

ALLIAGE. Composé métallique formé de deux ou de plusieurs métaux.

Les alliages ne conservent pas, à beaucoup près, les propriétés moyennes des métaux qui les constituent; ils éprouvent un changement dans la malléabilité, la dureté, la couleur, la densité, etc.

Ils sont, en général, plus durs et plus cassans que ne le sont les métaux qui les constituent.

La fusibilité d'un alliage est généralement plus grande que celle de ses composans.

Les alliages sont aussi, en général, plus oxidables que les métaux qui les composent, pris séparément. (*Voyez* DENSITÉ et PÉNÉTRATION.)

EXPÉRIENCE I.

Alliage fusible, ou composition métallique qui fond dans l'eau bouillante.

Cet alliage est formé avec huit parties de bismuth, cinq de plomb et trois d'étain. Quand il est bien fait, il commence à se ramollir au 91° degré du thermomètre centigrade, et devient coulant entre les 92° et 93° degrés de la même échelle.

Cet alliage refroidi est assez malléable pour résister au choc, et sa dureté est assez grande pour garantir les empreintes du frottement, et pour donner la facilité de les retoucher au burin et au grattoir.

Voici la meilleure manière de le préparer :

On fait fondre le bismuth, on le couvre de résine ou de suif, et l'on chauffe le tout un peu fortement; on y ajoute le plomb, on brasse bien; on élève un peu la température; on joint au métal, en bain, la quantité d'étain nécessaire; l'on brasse de nouveau le mélange et on le coule en plaque ou en lingot.

L'état pâteux est celui que le métal fusible reprend au 91° degré de l'échelle centigrade; quand

il commence à redevenir solide, il se forme dans la masse métallique, encore fluide, une cristallisation qu'il faut briser et rendre confuse en agitant l'alliage le plus vite possible, en le pétrissant, pour ainsi dire, et surtout en ramenant les bords au centre, et alternativement le centre à la circonférence.

Lorsque la totalité de l'alliage est réduite à cet état, il est propre à recevoir les empreintes qu'on voudrait lui donner.

Chaque fois que l'on fait fondre cet alliage, il se forme à sa surface des pellicules oxidées qui sont d'autant plus considérables, que la chaleur a été plus forte ou soutenue : ces scories doivent être réunies et fondues ensuite avec de la résine, de l'huile ou du suif, à une température assez élevée pour être rappelées à l'état métallique et pour servir à de nouvelles opérations.

Cet alliage peut être employé avec avantage pour mouler, prendre des empreintes, pour imprimer en polytype ; il peut donner lieu à une récréation fort agréable.

On fait faire des cuillers de ce métal, et comme elles disparaissent dans le café bouillant, les convives dont on a eu soin de détourner l'attention sont fort surpris de se trouver n'avoir plus de cuillers, ou elles se fondent dans la main de celui qui s'en sert pour remuer son café.

Ce métal n'est point dangereux.

M. Cadet-Gassicourt a indiqué récemment un nouvel emploi de l'alliage fusible.

Ayant reconnu que ce métal conserve tous les détails d'une gravure en creux ou en relief, il a cherché à tirer parti de cette idée. Après avoir collé dans le fond d'une soucoupe un morceau de papier blanc, il écrivit dessus avec de l'encre ordinaire, et couvrit l'écriture avec de la gomme arabe en poudre fine. Cette poudre donna un peu de relief à l'écriture. Quand tout fut sec, il souffla dessus pour enlever la poudre qui n'était point adhérente, et il coula dans la soucoupe de l'alliage fusible, qu'il refroidit très-promptement, afin de l'empêcher de se cristalliser : il obtint ainsi une contre-épreuve de son écriture, qui se grava en creux dans le métal. Il plongea quelque temps cette planche métallique dans l'eau tiède, pour dissoudre le peu de gomme qui aurait pu y adhérer. En la présentant devant un miroir, on lisait parfaitement l'écriture gravée. Alors, avec une presse et du noir de graveur, M. Cadet - Gassicourt tira plusieurs épreuves très-nettes de cet écrit, et il eut un véritable *fac-simile*.

L'alliage fusible, traité comme on vient de l'indiquer, peut servir à multiplier les écrits, la musique, les dessins, et rivaliser peut-être un jour avec la lithographie.

Il y a un autre alliage fusible, mais qui ne se fond qu'à la chaleur de l'eau bouillante ou 100°. Il est

composé de deux parties de bismuth, une d'étain fin et une de plomb.

OBSERVATIONS. Cette expérience peut servir à démontrer que lorsqu'une combinaison chimique s'opère entre deux ou plusieurs corps, le composé qui en résulte ne jouit point de propriétés intermédiaires entre celles des corps qui le composent, mais qu'il en acquiert d'autres; car, dans le cas dont il s'agit ici, le degré nécessaire pour la fusion de l'alliage est inférieur à celui qu'exige séparément chacun des métaux qui le composent.

EXPÉRIENCE II.

Faire deux alliages métalliques solides, qui se fondent lorsqu'on les triture ensemble.

Faites un amalgame (mélange d'un métal avec le mercure) de bismuth et un amalgame de plomb; triturez-les ensemble dans un mortier, et ils formeront un composé presque aussi liquide que le mercure.

EXPLICATION. La liquidité de ce composé formé par l'union de ces deux alliages, est due à l'augmentation de capacité pour le calorique, qu'ils acquièrent par leur combinaison. A.

ANNEAU OU BAGUE SUSPENDU AUX CENDRES D'UN FIL.

PRÉPARATION. Faites dissoudre une pincée de sel commun dans une cuillerée d'eau distillée ou de rivière; laissez tremper dans cette dissolution quel-

ques morceaux de fort fil gris de cinq ou six décimètres de longueur environ, pendant vingt-quatre heures; ensuite faites-les sécher et les conservez pour l'expérience.

EFFET. Passez une bague légère dans ce fil plié en deux, et mettez-y le feu; le fil brûlera, sans que pour cela la bague cesse d'être suspendue. Mais si l'on touche le fil, il s'en ira en cendres et la bague tombera.

EXPLICATION. Dans cette expérience, le fil n'est point totalement consumé, il n'est que carbonisé, et dans cet état il a encore assez de force pour soutenir un corps léger: le sel fondu sert aussi à donner quelque liaison et une sorte de consistance au charbon du fil.

OBSERVATIONS. Cette expérience peut être rendue plus intéressante, si on la donne comme une preuve de la fidélité, de la constance d'une personne, et si l'on présente en même temps le contraste de la combustion d'un *semblable* morceau de fil ordinaire.

ARGENT. L'argent est un métal blanc, très-brillant, sans odeur et sans saveur, sonore, très-ductile, très-tenace et très-peu oxidable.

Il se fond un peu après qu'il est rougi. Il pèse dix fois plus que l'eau.

L'argent dissous dans l'acide nitrique forme la *Pierre infernale*, ou nitrate d'argent.

Le soufre et le phosphore décomposent le nitrate d'argent avec détonation.

L'argent allié avec un dixième de cuivre forme la monnaie.

Arbre de Diane ou d'argent. Voy. VÉGÉTATIONS MÉTALLIQUES.

EXPÉRIENCE I.

Argent fulminant.

PRÉPARATION. Faites dissoudre quatre ou cinq grains d'argent de coupelle dans de l'acide nitrique très-pur et un peu étendu d'eau; versez dans cette dissolution de l'eau de chaux, qui fait précipiter le métal; filtrez et séchez le précipité à l'air ou à une chaleur douce sur un papier gris, pendant deux ou trois jours. Mettez ensuite deux ou trois grains au plus de cet oxide d'argent dans une petite capsule de verre, par exemple, un verre de montre, ou plutôt sur du papier: ajoutez-y assez d'ammoniaque liquide pour en faire une bouillie très-claire; l'oxide se dépose sous forme de poudre noirâtre: laissez le mélange pendant six à huit heures, jusqu'à ce qu'il soit à siccité. Le résidu, ainsi obtenu, est l'ammoniure d'argent ou argent fulminant, qui dès-lors ne doit plus être touché.

EFFET. Si l'on expose à une chaleur légère, si l'on frotte ou si l'on touche légèrement avec le plus petit corps, même avec les barbes d'une plume,

cet argent fulminant, ou même si on laisse tomber dessus une goutte d'eau, il détone avec une extrême violence.

EXPLICATION. L'argent fulminant est composé d'oxide d'argent (*oxigène et argent*) et d'ammoniaque (*hydrogène et azote*); par le frottement ou une autre cause, les principes qui le composent se rapprochent, l'oxigène de l'oxide d'argent se combine avec l'hydrogène de l'ammoniaque; il en résulte de l'eau en vapeurs, pendant que l'azote est mis en liberté et à l'état gazeux, et l'argent se trouve ramené à l'état métallique.

La violence de la détonation est due à ce que l'eau et l'azote passent subitement à l'état gazeux, qu'ils occupent un volume considérable, et causent par conséquent un ébranlement violent dans l'air.

On doit supposer que l'oxigène de l'oxide d'argent contient beaucoup de calorique, ce qui explique comment un simple frottement peut déterminer la réaction des principes qui constituent l'argent fulminant.

OBSERVATIONS. Il faut apporter infiniment de précautions dans la préparation de l'argent fulminant, et on ne doit en faire ou en employer que de très-petites quantités à la fois. Il ne doit pas être renfermé dans une bouteille ou dans un flacon, ni être touché ou remué d'aucune manière qui puisse lui occasioner quelque frottement. On a vu arriver des accidens terribles à des personnes qui ser-

raient imprudemment le bouchon d'une fiole qui en contenait ; il faut donc le conserver en repos et très-soigneusement dans les vases mêmes où il a été séché.

La préparation de ce corps dangereux ne réussit pas toujours ; un mélange de cuivre , l'absorption de l'acide carbonique par l'oxide d'argent précipité par la chaux et laissé trop long-temps exposé à l'air , de l'ammoniaque de mauvaise qualité , en diminuent ou en détruisent la propriété fulminante.

L'argent fulminant détone avec beaucoup plus de force que l'or fulminant.

Cet effet tient sans doute à ce que , à quantités égales , l'oxide d'argent renferme une plus grande quantité d'oxigène que l'oxide d'or , et à ce que cet oxide d'argent se combine à une plus grande quantité d'ammoniaque ; d'où il suit qu'il contient plus d'oxigène , d'hydrogène et d'azote que l'oxide d'or.

EXPÉRIENCE II.

Autre préparation de l'argent fulminant par un procédé moins dangereux que le précédent.

PRÉPARATION. Faites dissoudre trois grammes (cinquante-six grains) d'argent très-pur dans quatre grammes (un gros trois grains) d'acide nitrique pur et étendu d'eau distillée. Lorsque l'argent sera dissous , filtrez le liquide au papier gris et versez-le dans une fiole à médecine, cinq ou six fois plus

grande qu'il n'est nécessaire pour contenir la dissolution ; chauffez le liquide , versez-y ensuite quatre grammes d'alcool rectifié, et continuez à chauffer jusqu'à ce que le mélange commence à bouillir ; bientôt il se fait une violente effervescence , il se produit de l'éther nitreux, et il se dépose une poudre blanche cristalline. Lorsque l'ébullition a cessé, on filtre et on recueille le précipité sur lequel on verse à plusieurs reprises de l'eau distillée pour le laver.

Ce précipité blanc est l'argent fulminant, que l'on met avec le plus grand soin dans deux ou trois petites capsules, et que l'on fait sécher dans un lieu obscur, en le couvrant avec quelques feuilles de papier.

EFFET. Cette poudre détone avec violence par la pression ou le frottement, par la chaleur rouge, par l'électricité et par l'action de l'acide sulfurique. Un seul décigramme produit une forte explosion.

EXPLICATION. M. Berthollet donne pour cette poudre la même explication que de la précédente ; il met l'ammoniaque au nombre de ses principes constituans, et pense qu'elle résulte de la combinaison de cet alcali avec l'oxide d'argent et une matière végétale particulière produite par la décomposition de l'alcool.

OBSERVATIONS. Quoique cet argent fulminant soit moins intactile que le précédent, cependant il est dangereux d'en préparer une plus grande quantité

que celle que nous avons indiquée ; il ne faut pas oublier que c'est toujours de l'argent fulminant.

○ Ce corps est un poison.

— USAGES. C'est avec cette poudre que se font les pois fulminans , les bombes fulminantes , les cartes , les bougies fulminantes.

○ 1°. Les pois fulminans sont de petits globes de verre creux , très-minces , comme ceux des perles artificielles ; on y introduit , au moyen d'une plume , une très-petite quantité d'argent fulminant lorsqu'il est encore humide ; on remplit le globe de sable et on l'entoure avec un petit morceau de papier très-mince sur lequel on a étendu un peu d'eau gommée.

○ 2°. Les bombes fulminantes sont des pois de la grosseur d'une noisette , et qui renferment environ un décigramme d'argent fulminant ; on les prépare d'ailleurs comme les pois fulminans.

On peut faire éclater les pois et les bombes fulminans en les lançant avec force contre terre , ou en les écrasant avec le pied ; mais il ne faut pas écraser les bombes avec le pied , si elles sont un peu fortes , car leur explosion est extrêmement violente.

○ 3°. On fait les cartes en dédoublant un morceau de carte ; on y met un peu d'argent fulminant , après quoi on colle les deux feuillets.

Si l'on veut enflammer cette carte à une chandelle pour allumer une pipe , etc. , l'explosion a lieu et la chandelle s'éteint.

Quant aux bougies, il faut d'abord les allumer pour amollir la mèche, les éteindre ensuite et introduire un peu d'argent entre les fils de la mèche pendant qu'elle est encore chaude. Lorsqu'on allume cette bougie elle détone avec violence.

4°. Si l'on approche de l'argent fulminant un tube de verre, préalablement trempé dans l'acide sulfurique, cet argent détone fortement.

5°. Si, au moyen d'eau gommée, on attache de l'argent fulminant à des têtes d'épingles fichées sur un bouchon de liège, et si l'on expose ces épingles à un ou deux pieds d'une machine électrique, et hors de la portée de l'étincelle, elles détoneront toutes, par le seul effet de l'atmosphère électrique que l'on compare à un vent frais ou à une toile d'araignée.

L'argent fulminant peut donner lieu à un grand nombre d'autres récréations intéressantes. S'il faut beaucoup de prudence pour le préparer, il n'en faut pas moins pour en faire les expériences. A. H.

EXPÉRIENCE III.

Procédé facile pour argenter le cuivre ou l'airain.

PRÉPARATION. Nettoyez les pièces que vous voulez argenter, avec de l'eau seconde (*acide nitrique étendu de plusieurs fois son poids d'eau*) ou avec un mélange de sel commun et d'alun. Lorsque ces pièces seront bien claires, frottez-les avec un peu

de poudre d'argent humectée légèrement avec de l'eau; elles se couvriront bientôt d'une couche d'argent; enfin, polissez-les avec un morceau de peau de mouton ou de maroquin fort doux.

Préparation de la poudre d'argent.

Faites dissoudre de l'argent dans de l'acide nitrique; lorsqu'il sera dissous, mettez dans cette dissolution des morceaux de cuivre; par cette opération, l'argent se précipitera sous la forme d'une poudre métallique: filtrez la dissolution et recueillez cette poudre sur le filtre. Prenez un gramme à un gramme cinquante centigrammes (vingt à trente grains) de cette poudre, mêlez-la avec huit grammes (deux gros) de sur-deuto-tartrate de potassium (*crème de tartre*), et ajoutez-y la même quantité de sel commun et deux grammes (un demi-gros) d'alun: faites avec cette pâte de petites boules que vous réduirez en poudre lorsqu'elles seront sèches; puis, mouillant le pouce, vous en froterez la pièce que vous voulez argenter.

Autre préparation de la poudre d'argent.

Faites précipiter de l'argent de sa dissolution dans l'acide nitrique, par le moyen du cuivre, et filtrez comme il a été dit plus haut; ajoutez à quinze grammes (une demi-once) de poudre d'argent ainsi obtenue, soixante-un grammes (deux onces) de sel

commun, et soixante-un grammes (deux onces) d'hydro-chlorate d'ammoniaque (*sel ammoniac*), et trois grammes quatre-vingts centigrammes (un gros) de deuto-chlorure de mercure (*sublimé corrosif*); mêlez le tout ensemble et faites-en une pâte avec de l'eau; frottez avec cette pâte les objets de cuivre que vous voulez argenter, après les avoir fait préalablement bouillir dans de l'eau contenant du tartre et de l'alun; enfin, faites-les rougir au feu et les polissez. A.

EXPÉRIENCE IV.

Procédé pour argenter l'ivoire.

PRÉPARATION. Plongez un morceau d'ivoire poli dans une solution de sous-nitrate d'argent étendu d'eau, jusqu'à ce qu'il ait acquis une couleur jaune brillante; retirez-le ensuite de cette solution; plongez-le dans un vase de verre rempli d'eau distillée, et l'exposez dans cette eau, à l'action des rayons directs du soleil.

EFFET. Après deux ou trois jours l'ivoire deviendra noir; mais en le frottant un peu il prendra le brillant et l'éclat d'un morceau d'argent.

EXPLICATION. Cet effet doit être attribué à l'action de la lumière du soleil, qui décompose le sous-nitrate d'argent, en sépare l'oxygène qui s'échappe à l'état de gaz, tandis que l'argent attaché à l'ivoire reprend son éclat métallique.

OBSERVATIONS. Comme la solution pénètre profondément dans l'ivoire, si l'on détache l'argent de la surface de l'ivoire, ou si on la coupe, l'oxide qui se trouve au-dessous étant mis à découvert et exposé aux rayons du soleil, présente une nouvelle surface argentine et brillante qui remplace la première. A.

EXPÉRIENCE V.

Argenter un bâton de phosphore.

Faites-le tremper pendant quelques jours dans une solution de sous-nitrate d'argent étendu d'eau distillée. (Voyez PRÉCIPITATION, Expérience VI.)

EXPÉRIENCE VI.

Changer en apparence le cuivre et le fer en argent.

PRÉPARATION. Prenez une pièce de cuivre, plongez-la pendant un instant dans une dissolution de mercure par l'acide nitrique; lavez-la ensuite dans de l'eau; frottez légèrement sa surface avec les doigts; cette pièce prendra le blanc et le brillant d'une pièce d'argent.

AUTRE.

Trempez un morceau de fer dans une dissolution de mercure par l'acide hydro-chlorique, ce fer prendra l'aspect de l'argent.

EXPLICATION. Cet effet tient à ce que le mercure

se précipite sur les métaux plongés dans la dissolution nitrique. (*Voyez PRÉCIPITATION.*)

OBSERVATIONS. L'éclat brillant des pièces ainsi préparées ne tarde pas à se ternir, et les objets de cuivre, frottés avec le mercure ou ses combinaisons, deviennent très-cassans, parce que le mercure s'y introduit et les désunit en s'y amalgamant. Pour l'en faire sortir, il faut faire rougir la pièce de cuivre au feu, et alors le mercure se volatilise.

BOIS NÉPHRÉTIQUE. On fait avec la teinture du bois néphrétique (ce bois a été attribué au *guilandina moringa*, LIN.) une expérience assez intéressante.

Cette infusion paraît jaune lorsqu'on regarde à travers le vase placé entre l'œil et la lumière; la même paraît bleue en tournant le dos à la lumière. Un acide versé dans cette infusion fixe la couleur de l'eau qui paraît toujours dorée. Un alcali (la soude, le sous-carbonate de potasse) fait disparaître cette couleur, et l'infusion reprend son premier état.

Préparation de la teinture de bois néphrétique.

Réduisez ce bois en petits copeaux; mettez-le avec une suffisante quantité d'eau distillée dans une petite cucurbitte de verre que vous placerez sur un bain de sable à une chaleur fort douce, et laissez le tout en digestion pendant vingt-quatre heures. Après cela, décantez la liqueur et filtrez-la; vous

la mettez ensuite dans des fioles de verre blanc ou de cristal, afin que vous puissiez en voir l'effet en regardant la liqueur, soit par transparence, soit par une lumière réfléchie.

BOUGIE PHILOSOPHIQUE. Les anciens chimistes donnaient le nom de *bougie ou chandelle philosophique* à un jet enflammé de gaz hydrogène. (*Voy. GAZ HYDROGÈNE.*)

BOUGIE PHOSPHORIQUE, petite bougie contenue dans un tube de verre très-mince, et qui prend feu lorsqu'on brise le tube.

PRÉPARATION. Mettez au fond d'un tube de verre d'environ treize centimètres (cinq pouces) de longueur, et cinq millimètres (deux lignes) de diamètre, et fermé à une extrémité, un morceau de phosphore de la grosseur d'une tête d'épingle; introduisez ensuite dans ce tube une mèche de coton enduite de cire, mais qui soit un peu moins longue que le tube, dont vous scellerez l'extrémité supérieure à la lampe d'émailleur; plongez la partie du tube où se trouve le phosphore, dans de l'eau bouillante; alors le phosphore se fondra et s'attachera à la mèche.

EFFET. Si l'on brise le tube à la partie supérieure, et si l'on retire la mèche, elle prendra feu, à cause de l'extrême inflammabilité du phosphore et de l'élévation de température occasionnée par le déchirement de ses molécules.

OBSERVATIONS. Ces bougies étaient beaucoup en usage avant l'invention des briquets phosphoriques et oxigénés; elles avaient plusieurs inconvéniens graves qui en ont fait abandonner l'usage; car, si l'on casse le tube à la partie inférieure, on risque de se brûler vivement: en outre, le peu de solidité du tube, qui se brise au moindre choc, expose à des accidens fâcheux.

BRIQUET A AIR ou PNEUMATIQUE. Ce briquet est formé d'une pompe remplie d'air, avec son piston, auquel est attaché un morceau d'amadou; on pousse fortement le piston; on le retire à l'instant, et l'amadou est allumé.

Cette expérience devient beaucoup plus curieuse lorsque l'on emploie un briquet pneumatique en verre; on voit alors l'air s'enflammer au moment de sa compression.

EXPLICATION. En rapprochant et en comprimant les molécules de l'air, on en dégage du calorique.

L'amadou ne prend pas feu, si l'on introduit dans la pompe les gaz hydrogène, carbonique et azote; mais l'oxigène produit une lumière très-vive qui brûle l'amadou à l'instant.

BRIQUETS OXIGÉNÉS.

EXPÉRIENCE I.

PRÉPARATION. Triturez légèrement et avec beaucoup de précautions, dans un mortier de verre ou

de marbre, trois parties de chlorate de potasse (*muriate sur-oxigéné*), délayé dans un peu d'eau gommée; ajoutez-y une partie de fleurs de soufre et du vermillon en quantité suffisante pour donner de la couleur à la composition : mêlez bien le tout avec précaution.

Trempez dans cette préparation des allumettes soufrées, en sorte qu'elles soient marquées d'une petite tache rouge, et laissez-les sécher.

Préparez d'un autre côté un petit flacon de verre, dans lequel vous mettrez de l'amiante que vous imbiberiez d'acide sulfurique très-concentré.

EFFET. Si vous trempez une allumette préparée dans le flacon contenant de l'acide sulfurique, à l'instant l'allumette s'enflammera.

EXPLICATION. Cet effet est dû à la propriété qu'a l'acide sulfurique, de décomposer le chlorate de potasse et de l'enflammer.

OBSERVATIONS. Pour rendre le briquet oxigéné plus utile, plus commode et moins dangereux, on a imaginé de fixer l'acide sulfurique par l'amiante mise dans un flacon, de manière à empêcher sa fluidité, qui seule entraîne une foule d'inconvénients. Alors ce briquet réunit à l'avantage d'être rendu portatif, celui de ne plus corroder l'étui qui le renferme, et fait disparaître toute crainte de dangers.

Comme le chlorate de potasse est suscepti-

ble de détoner par la percussion, il faut le triturer légèrement et avec précaution.

Les allumettes oxigénées que l'on vend dans le commerce, quoique bien confectionnées, ont le grave inconvénient d'attirer l'humidité, contre laquelle elles ne sont point défendues; elles deviennent ainsi incapables de remplir le but désiré.

M. Pajot-Laforêt a fabriqué des allumettes qui n'ont pas ce défaut : nous allons en faire connaître la composition.

EXPÉRIENCE II.

AUTRE.

PRÉPARATION. Prenez :

- Chlorate de potasse très-pur et très-sec. 7,65 grammes. (2 gros.)
- Fleurs de soufre lavées. 1 gramme. (18 grains.)
- Licopode. . . . 50 centigrammes. (9 *idem.*)
- Sucre candi pulvérisé. . 30 centigr. (6 *idem.*)
- Gomme arabique. . . . 50 centigr. (9 *idem.*)
- Mucilage clair de gomme adragante pour faire la pâte.

Mélez après avoir pulvérisé chaque substance séparément; le dernier mélange fait, ajoutez-y peu à peu, sur le marbre, le chlorate en appuyant peu la molette, et ayant soin de changer souvent la portion qui se trouve dessous. Lorsque le mélange sera à peu près exact, im-

bibez-le avec un mucilage clair de gomme adragante, jusqu'à ce qu'il ait la consistance suffisante, pour l'appliquer aux allumettes, et, dans cet état d'humidité, achevez de le rendre intime en l'agitant un peu, dans un mortier de marbre, avec une spatule de bois.

Quand les allumettes seront faites et entièrement sèches, trempez légèrement la partie chargée de la matière inflammable, dans de la fleur de soufre fondue, et la retirez aussitôt; par ce moyen il se forme une légère couche de soufre qui fait l'office de vernis très-solide, et qui s'oppose à toute influence de l'atmosphère.

Il faut avoir la précaution d'émousser légèrement la pointe de l'allumette, avant de la plonger dans le flacon contenant de l'amiante humectée d'acide sulfurique, ce qui doit se faire avec promptitude et légèreté.

BRIQUET PHOSPHORIQUE.

PRÉPARATION. Mettez dans un petit flacon de cristal, ou mieux de plomb, de forme oblongue, du bol d'Arménie en poudre, ou de la magnésie, ou de la chaux vive, jusqu'à la moitié ou aux deux tiers de sa hauteur environ : pressez fortement cette substance, afin qu'elle présente une surface unie; introduisez ensuite dans le flacon plusieurs petits morceaux de phosphore bien sec; trempez le fond du flacon dans de l'eau

chaude, ou placez-le simplement sur des cendres chaudes, afin que le phosphore se liquéfie; mettez-y le feu au moyen d'une allumette, et agitez légèrement ou soufflez à la surface du flacon avec un tuyau de pipe; laissez brûler une petite portion de phosphore, après quoi retirez le flacon de dessus les cendres, laissez-le refroidir et le bouchez.

EFFET. Lorsque l'on veut faire usage de cet appareil, on y introduit une allumette soufrée ordinaire, en frottant légèrement la surface du phosphore; on retire promptement l'allumette; elle entraîne un peu de phosphore oxidé qui suffit pour l'enflammer.

Souvent on a de la peine à faire prendre l'allumette en la frottant sur le phosphore; dans ce cas, il faut, après avoir plongé l'allumette dans le flacon, la frotter sur un bouchon de liège, sur un morceau de chapeau ou d'amadou. Ce frottement élève la température du phosphore, qui alors s'enflamme.

OBSERVATIONS. Le phosphore étant un des corps les plus inflammables que l'on connaisse, il faut avoir de grands soins quand on prépare les briquets phosphoriques. (*Voyez PHOSPHORE.*)

Pour couper le phosphore en morceaux, il faut le tenir sous l'eau, de crainte que la chaleur de la main ne vienne à l'enflammer: on le coupe avec des ciseaux; on en prend un fragment que

l'on essuie légèrement avec un morceau de papier gris ou de vieux linge, on le met au fur et à mesure dans le flacon.

— En trempant le flacon dans l'eau chaude, il faut prendre garde, s'il est de verre, qu'il soit trop froid ou que l'eau soit trop chaude; car le flacon se briserait, et le phosphore s'enflammerait à l'instant.

Il faut bien se garder de trop incliner le flacon contenant le phosphore liquide; le phosphore pourrait couler, et il embraserait les corps sur lesquels il tomberait.

Enfin plus le phosphore a été brûlé dans le flacon, plus il devient inflammable à toutes les températures et à l'air libre.

Il faut conserver ces briquets dans des boîtes en fer-blanc, et ne pas les exposer à la chaleur d'un soleil ardent, etc.

Les briquets phosphoriques ordinaires ne tardent pas à devenir tellement humides, par suite de l'acide phosphatique qui s'y forme, que l'on ne peut plus en faire usage : pour éviter ces inconvéniens, nous plaçons au fond du flacon de la chaux, ou une autre terre absorbante qui s'empare de l'acide phosphatique.

M. Derosne a proposé un nouveau briquet phosphorique que nous allons faire connaître.

PRÉPARATION. Il suffit de mettre environ le

poids de dix-huit à vingt grains de phosphore dans un tube, n'importe de quelle matière. Ce tube devra avoir environ six lignes de diamètre, et être d'une longueur telle qu'il puisse être facilement tenu à la main. On emplit la partie inférieure de ce tube avec une substance quelconque que l'on comprime avec un liége. On ne réserve pour le phosphore et le bouchon qu'un espace de six à sept lignes, dont trois environ pour le phosphore et quatre pour le bouchon. On coupe le phosphore par petits morceaux, on les met dans le tube, qu'on bouche immédiatement avec un bouchon. En chauffant avec précaution à une bougie la partie où se trouve le phosphore, celui-ci se fond très-prompement; il se moule dans le tube en se refroidissant, et le briquet se trouve fait.

Manière de s'en servir.

On gratte légèrement avec une allumette ordinaire la petite couche de phosphore; une très-petite portion adhère à l'allumette, et en la frottant ensuite légèrement, soit sur un morceau de feutre, de vieux gant, de drap, de papier, de laine, ou même sur le bouchon, le phosphore s'enflamme plus ou moins rapidement, et communique le feu à l'allumette.

L'auteur a constaté que pour allumer cent al-

lumettes de suite, soit sur un morceau de feutre, soit sur la face intérieure d'un gant, il n'a été consommé qu'un grain et un quart de phosphore.

Ces nouveaux briquets ne sont pas dangereux comme les anciens, qui s'enflamment par le simple contact de l'air, et avec une rapidité qui a toujours quelque chose de choquant. Ils ont encore sur les anciens briquets et sur les allumettes dites oxigénées, l'avantage de n'être point sujets à causer des brûlures ou des taches, soit par l'acide phosphorique qui se détache souvent par la combustion des premiers, soit par l'acide sulfurique, dans lequel on trempe les derniers, et dont trop souvent il tombe quelque partie sur les corps environnans.

M. E. Davy a découvert un composé de platine qui, étant mis en contact avec la vapeur d'alcool à la température ordinaire, est réduit à l'état métallique avec une chaleur suffisante pour embraser le métal et le maintenir à l'état d'ignition.

M. Davy a fait l'application de cette découverte à la préparation d'une espèce de briquet, au moyen duquel on peut se procurer de la lumière sur-le-champ.

C'est une boîte qui contient deux petites fioles, et quelques allumettes soufrées, à la pointe des-

quelles on a mis un atôme de phosphore. Une des fioles renferme le composé; l'autre un peu d'alcool. Les fioles peuvent avoir à volonté un bouchon de verre ou de liége. Le bouchon de la fiole qui contient l'alcool est percé au bas, et on y a inséré un petit morceau d'éponge qu'on maintient humectée, mais non imprégnée d'alcool.

Lorsqu'on a besoin de lumière, il suffit d'enlever le bouchon, et de mettre un morceau de la composition, gros comme la tête d'une épingle, sur l'éponge pénétrée de vapeur alcoolique. Ce fragment devient rouge à l'instant, et suffit pour enflammer l'allumette avec laquelle on le touche.

CALORIQUE. 1. Le calorique ou principe de la chaleur est un fluide invisible, inaltérable, très-élastique, impondérable, éminemment subtil, répandu dans tout l'univers, qui pénètre tous les corps, et qui tend à se mettre en équilibre dans tous.

2. Nous ne connaissons rien de la nature ou de la cause de la chaleur. Divers physiiciens ont attribué les phénomènes de la chaleur à un mouvement vibratoire des molécules de la matière, dont la vitesse augmente avec l'intensité sensible de la chaleur : mais il est plus naturel de l'attribuer à l'action d'un fluide particulier qui a plus ou moins

d'affinité pour les différentes substances. C'est l'opinion généralement admise par les physiiciens français; et un grand nombre de phénomènes concourent à appuyer l'existence d'un tel fluide.

Il est assez raisonnable de penser que le calorique, la lumière et peut-être l'électricité sont la même substance différemment modifiée. Mais quand on ne peut ni voir, ni palper, il faut se tenir en garde contre les écarts de l'imagination qui tend toujours à s'élançer au-delà du vrai.

3. Nous diviserons cet article en quatre parties.

1°. Des sources du calorique et des moyens de l'exciter.

2°. De la propagation du calorique.

3°. Des propriétés et des effets du calorique.

4°. De l'absence du calorique ou du froid.

Nous terminerons par quelques réflexions sur les erreurs que nos sens commettent au sujet du froid et du chaud.

1°. *Des sources du calorique.*

4. Le calorique émane du soleil qui produit en général les différences de température sous les divers parallèles. Il est en outre excité dans les corps par diverses opérations chimiques et physiques et par la vitalité.

EXPÉRIENCE I.

Deux liqueurs froides sont mises en ébullition par leur mélange.

PRÉPARATION. Mettez dans une fiole mince deux parties en volume d'acide sulfurique, et ajoutez-y une partie d'eau : agitez-les et remuez-les ensemble.

EFFET. Le mélange s'échauffera de suite et prendra une température supérieure à celle de l'eau bouillante.

EXPLICATION. Tous les corps dans la nature contiennent une certaine quantité de calorique ou matière de la chaleur : mais si un changement chimique a lieu dans la nature ou la constitution de ces corps, alors le pouvoir qu'ils ont de retenir cette portion de calorique est changé. Pendant ces altérations il y a une augmentation ou une diminution de chaleur : car le changement de température est un caractère général de l'union chimique. Soit que ce changement donne lieu à un accroissement de température ou une production de chaleur, soit qu'il détermine une diminution de température ou une production de froid, il doit être attribué à une augmentation ou à une diminution de volume qui a lieu dans les corps mis en action, ou il est le résultat d'un changement dans leurs propriétés physiques.

Ainsi, l'observation a démontré que pendant la

combinaison des corps qui éprouvent une diminution de volume ou qui passent de l'état rare à un état plus dense, comme c'est le cas dans cette expérience, il y a toujours production de calorique; et que durant la combinaison des corps qui éprouvent une augmentation de volume ou qui passent de l'état solide à l'état liquide ou fluide, l'effet contraire a lieu. Ainsi, dans l'Expérience XXIV, le froid est produit, parce que le calorique est absorbé par les corps environnans. La première loi nous met donc à même d'expliquer ainsi le dégagement de calorique dans notre expérience : par le nouvel arrangement qui s'effectue pendant la combinaison de l'acide sulfurique avec l'eau, ces liquides perdent une partie de leur calorique, et par-là ils éprouvent une diminution dans leur fluidité; ils acquièrent de la densité, parce qu'ils se pénètrent mutuellement : c'est (si l'on peut s'exprimer ainsi) une portion de leur calorique latent qui est dégagée, chassée, et qui s'échappe sous la forme sensible; ces corps changent réellement d'état en devenant plus denses, quoique leurs caractères chimiques ne soient point altérés.

Si vous mêlez ensemble quatre parties d'acide sulfurique et une partie de glace, la chaleur de la masse s'élèvera à 100 °; mais si vous mêlez quatre parties de glace et une seulement d'acide sulfurique, il en résultera un grand froid, et le thermomètre plongé dans ce mélange descendra à 20 °

environ au-dessous de zéro. Dans ce dernier cas la chaleur nécessaire pour que le mélange passe à l'état liquide, excède celle qui est dégagée pendant la combinaison de la glace avec l'eau mêlées ensemble. La glace, pour devenir liquide, exige une grande quantité de calorique ou de chaleur; par conséquent elle enlève subitement à l'acide une portion de son propre calorique latent; d'où il résulte un froid considérable, parce que la glace, pour être convertie en eau, doit être combinée avec 75° de calorique. A.

EXPÉRIENCE II.

Enflammer de l'esprit de vin sans le contact du feu.

PRÉPARATION. Versez de seize à vingt-quatre grammes (quatre à six gros) d'esprit de vin dans une soucoupe un peu profonde, ou une tasse; mettez-y ensuite de soixante-dix centigrammes à un gramme (douze à dix-huit grains) de chlorate de potasse; ajoutez à ce mélange quinze grammes (quatre gros) d'acide sulfurique.

EFFET. Aussitôt le mélange entre en ébullition, il en sort une multitude de petites bulles de feu d'une belle couleur bleue, et le tout s'enflamme.

EXPLICATION. L'acide sulfurique décompose le chlorate de potasse; il se dégage du protoxide de chlore qui se décompose et enflamme l'alcool. A.

EXPÉRIENCE III.

Mettre en feu un corps combustible par le contact de l'eau.

PRÉPARATION. Remplissez d'eau une soucoupe et jetez-y un morceau de potassium de la grosseur d'un grain de poivre, ce qui fait environ dix centigrammes (deux grains).

EFFET. A l'instant le potassium prendra feu avec une légère explosion et brûlera vivement sur l'eau en s'élançant d'un côté du vaisseau à l'autre avec beaucoup de rapidité et de violence, sous la forme d'un globe enflammé.

EXPLICATION. Le potassium décompose l'eau dont l'oxygène se combine avec le métal et forme de la potasse, tandis que l'autre partie constituante de l'eau, l'hydrogène, se dégage sous la forme gazeuse, prend feu et produit l'explosion et la flamme.

Si l'on place un morceau de potassium sur de la glace, il prend feu sur-le-champ avec une flamme éclatante, et fond la glace à une grande profondeur.

On peut s'assurer que la formation de la potasse est due à l'action de l'eau sur le potassium, en plaçant un fragment de ce métal sur un papier coloré avec du safran et mouillé. Au moment où le métal se trouve en contact avec le papier mouillé, il prend feu et se meut avec violence comme pour

chercher l'eau, en laissant derrière lui une marque de couleur d'orange foncée : il agit sur le papier exactement de la même manière que la potasse, en changeant la couleur jaune du papier en couleur orange foncée. (*Voyez RÉACTIFS.*)

5. Divers autres composés chimiques ont encore la propriété de produire du calorique et de la flamme. *Voyez* CHARBON FULMINANT, COMBUSTION, HUILES, PHOSPHORE, PYROPHORE.

6. La compression, le choc, le frottement peuvent aussi dégager le calorique des corps. C'est ce qui a lieu dans les briquets pneumatiques, et par le choc de l'acier contre une pierre à feu qui enflamme l'amadou; dans les métaux qui s'échauffent sous la percussion du marteau et les frottemens de la lime.

EXPÉRIENCE IV.

Faire sortir du feu d'un métal en le limant.

PRÉPARATION. Faites fondre dans un creuset une partie d'antimoine; lorsqu'il sera fondu, jetez-y petit à petit deux parties de fer réduit en lames minces, afin qu'elles se mettent plus facilement en fusion; remuez à mesure qu'elles se fondent, pour faciliter le mélange; après quoi laissez refroidir.

EFFET. Si l'on assujettit ce lingot dans un étau, et si l'on fait passer dessus à plusieurs reprises une grosse lime neuve, en appuyant fortement à chaque coup de lime, on verra une traînée de grosses

étincelles qui jaillissent du métal : les unes éclatent d'une lumière blanche et scintillent ; les autres ne sont que rouges et ne pétillent point.

Quand on reçoit ces étincelles sur un morceau de papier, elles le brûlent et le trouent en plusieurs endroits ; et quand on les examine au microscope, on voit clairement que ce sont des parties détachées du lingot, dont les unes ressemblent, à peu de chose près, à la limaille ordinaire de fer ou d'acier, et les autres sont arrondies et d'une surface très-lisse.

EXPLICATION. L'antimoine est un métal très-cassant et qui fond à une température peu élevée : le fer donne à l'antimoine la dureté qu'il lui faut pour ne se laisser entamer que par un choc violent. Dans cette expérience la lime fait sur le lingot à peu près ce que la pierre à feu fait sur l'acier. En frottant cette masse dure et cassante, la lime en dégage du calorique : plusieurs parties opposent plus ou moins de résistance ; de-là vient que les unes sont échauffées jusqu'à rougir seulement, tandis que les autres le sont jusqu'à la fusion ou la scorification.

De la propagation du calorique.

7. Le calorique pénètre les divers corps, et tend à se mettre en équilibre dans tous. Si par une cause quelconque une nouvelle quantité de calorique se trouve accumulée dans l'un d'eux, ce fluide sura-

bondant s'échappera aussitôt avec plus ou moins de vitesse, soit sous la forme de rayons, soit par l'intermède des corps avec lesquels il est en contact.

1°. *De la propagation du calorique par rayons, ou du calorique rayonnant.*

8. Tous les corps solides et liquides émettent, absorbent et réfléchissent le calorique rayonnant.

EXPÉRIENCE V.

9. *Le calorique se réfléchit à la surface des corps polis, en faisant l'angle de réflexion égal à l'angle d'incidence.*

PRÉPARATION. Placez devant un miroir plan et sous un angle aigu, un tuyau de tôle dans lequel on aura mis quelques charbons allumés; déterminez ensuite la direction présumée du rayon réfléchi, en prenant l'angle de réflexion égal à l'angle d'incidence, et placez un thermomètre dans cette direction.

EFFET. Aussitôt ce thermomètre montera de plusieurs degrés, tandis qu'un autre thermomètre semblable, placé hors de cette direction, restera sensiblement stationnaire.

EXPERIENCE VI.

10. *Singulier effet de la surface des corps relativement à la faculté qu'ils ont d'absorber et d'émettre le calorique.*

PRÉPARATION. Ayez une boîte d'étain ou de fer blanc d'une forme aplatie, formant un cube de six ou huit pouces, et portant au milieu de sa face supérieure un col d'un demi-pouce à un pouce de diamètre, et de la même dimension en hauteur. Faites vernir en noir un des côtés de cette boîte, ou noircissez-le au-dessus de la flamme d'une lampe; dépolissez l'autre côté en le frottant avec du papier sablé; ternissez le troisième avec du mercure, et laissez au quatrième son brillant. Remplissez ensuite le vase d'eau bouillante, et approchez à quelque distance de ses différentes faces un thermomètre, en sorte que sa boule soit placée vers le centre de la boîte.

EFFET. Les rayons ou reflets du calorique du côté noirci, seront beaucoup plus abondans que ceux des autres côtés, même d'une manière très-sensible à la main. La face brillante fera monter le thermomètre huit fois moins que celle qui a été couverte de noir.

EXPLICATION. La faculté d'émettre le calorique est plus grande dans un corps dont la surface est terne, que dans un autre de même nature dont la

surface est brillante ; mais celui-ci s'échauffe plus lentement qu'un corps dont la surface est dépolie ou d'une couleur foncée.

APPLICATIONS. Dans tous les cas où il est requis de conserver la chaleur d'une substance renfermée dans un vaisseau de métal , sa surface extérieure doit être douce , polie et brillante : aussi un vase d'argent ou de métal poli émet à peine moitié autant de chaleur qu'un vase de terre. Si vous voulez que l'objet se refroidisse promptement, la surface du vase doit être peinte, ou ternie, ou recouverte d'une légère couche d'un corps non métallique. Des tuyaux de métal qui conduisent de la vapeur non-condensée doivent être brillans et polis , afin de diminuer, autant qu'il est possible, la quantité de calorique rayonnant. Les tuyaux des fourneaux ou conduits , placés dans un appartement, afin de l'échauffer, doivent être rudes, dépolis, ternes ou peints en noir. A. H.

EXPÉRIENCE VII.

11. *Des effets comparés de la surface du verre et de celle des métaux, relativement à la faculté qu'ils ont d'absorber et d'émettre le calorique.*

PRÉPARATION. Couvrez à moitié, avec une feuille d'étain unie, un côté d'un carreau de verre de quatre pouces environ en carré, et tenez cette sur-

face à moitié couverte près du feu pendant quelques secondes.

EFFET. Si vous passez alors légèrement la main sur la surface postérieure du verre, vous sentirez à peine quelque chaleur sur la partie couverte par le métal, mais vous sentirez au contraire une chaleur considérable sur la partie du carreau découverte.

Si vous retournez le verre et si vous présentez la partie découverte du côté du feu, vous observerez un effet opposé, quoique moins marqué; la plaque de métal deviendra sensiblement plus chaude que la moitié découverte, parce que la chaleur qui est absorbée par la surface intérieure, ne pouvant s'échapper ensuite que lentement par la feuille de métal, dont le pouvoir émissif est faible, est forcée à s'accumuler dans cette partie de l'écran.

On peut encore prouver d'une autre manière que la surface du verre émet la chaleur beaucoup plus fortement qu'une surface de métal. Touchez, avec la paume de la main, un vase de verre et un autre de porcelaine de même dimension, rempli d'eau bouillante, vous éprouverez une chaleur agréable à la distance d'un ou de deux pouces de la surface échauffée; mais si vous échauffez de la même manière un vase de métal poli, vous sentirez à peine la chaleur en approchant de sa surface, jusqu'à ce que les doigts aient presque touché le métal lui-même.

OBSERVATIONS. De ces expériences curieuses,

Leslie conclut que l'air n'a jamais de contact immédiat avec aucune surface ; mais qu'il approche beaucoup plus près du verre que du métal poli, dont il est séparé par un intervalle d'au moins la 500^{me} partie d'un pouce. Une surface de verre, à cause de sa proximité étroite avec le milieu où elle se trouve, doit donc émettre une chaleur plus abondante et plus énergique qu'une surface de métal placée dans les mêmes conditions. A.

EXPÉRIENCE VIII.

12. *Influence de la couleur des corps, sur leur faculté d'absorber et de réfléchir le calorique.*

PRÉPARATION. Dans un jour d'hiver, quand la terre est couverte de neige, prenez quatre morceaux de drap ou autre étoffe de laine de dimensions égales, mais de différentes couleurs, c'est-à-dire noir, bleu, brun et blanc : étalez-les sur la surface de la neige, près les uns des autres.

EFFET. Dans peu d'heures le drap noir sera enfoncé beaucoup au-dessous de la surface de la neige, le bleu à peu près autant, le brun évidemment moins, et le blanc restera précisément dans la première position.

EXPLICATION. Les rayons du soleil sont absorbés par le drap noir, et excitent une chaleur durable qui peut fondre la neige placée au-des-

sous, mais ils n'ont pas le pouvoir de pénétrer le blanc.

Cette expérience a été variée de manière qu'elle peut être répétée dans toutes les saisons de l'année. Il suffit de mouiller ces quatre morceaux de drap, et de les exposer également à l'action de la chaleur : le drap noir sera déjà sec que le blanc sera encore mouillé.

EXPÉRIENCE IX.

AUTRE.

PRÉPARATION. Prenez six morceaux semblables de feuilles de cuivre, chacune d'environ soixante-deux centimètres carrés (dix-huit pouces), et colorées l'une en blanc, l'autre en jaune, la troisième en rouge, la quatrième en vert, la cinquième en bleu et la sixième en noir; au milieu de chaque pièce placez une petite quantité d'un mélange d'huile et de cire ou cérat, qui fond à environ vingt-quatre degrés. Exposez alors leurs surfaces colorées précisément dans les mêmes circonstances, et dirigez sur elles les rayons du soleil.

EFFET. Bientôt le cérat de la plaque noire se fondra visiblement, celui de la plaque bleue ensuite, puis celui de la verte et de la rouge, et enfin celui du jaune; le blanc sera à peine affecté, tandis que le noir sera en pleine fusion.

APPLICATIONS. Les habits noirs ou de couleur foncée sont chauds au soleil et froids à l'ombre. Dans le premier cas, ils absorbent le calorique et le communiquent au corps; dans le second, ils dérobent au corps du calorique, qu'ils transportent dans l'air et les corps environnans. La préférence que l'on donne généralement en hiver aux étoffes de couleur foncée, et en été au blanc, paraît donc être bien fondée.

Au lieu de noircir le foyer d'une cheminée, comme on le fait souvent, il faudrait en garnir l'intérieur en faïence blanche pour réfléchir la chaleur dans l'appartement.

Un poêle, destiné à échauffer, doit avoir autant qu'il est possible une surface noire et terne. A. H.

2°. *De la propagation du calorique par l'intermède des corps ou par le contact.*

13. Tous les corps ont la propriété de conduire le calorique, mais avec plus ou moins de vitesse: de-là les *bons* et les *mauvais conducteurs*. Les métaux sont généralement *bons conducteurs* du calorique: les liquides, les gaz, le charbon, la laine, etc., sont de *mauvais conducteurs*. On ne pourrait pas tenir à la main l'extrémité d'une barre de cuivre longue de quelques décimètres, dont l'autre extrémité serait rougie au feu, tandis que l'on peut tenir impunément, et à quelques millimètres de

la flamme , une chandelle , du charbon ou du bois allumés.

EXPERIENCE X.

Comparer la faculté conductrice du calorique dans différens corps.

PRÉPARATION. Prenez un certain nombre de fils fins, courts, d'égale grosseur et d'égale longueur, de différentes substances, comme d'argent, de cuivre, d'étain, de plomb, de fer, de verre, etc. Attachez à un des bouts de chacun de ces fils un morceau de cire ou de suif, et plongez les autres bouts dans de l'eau bouillante, dans du sable ou tout autre corps chaud auquel ils seront également exposés.

EFFET. Après un certain temps la cire fondra ; d'abord celle des fils métalliques dans l'ordre de leur faculté conductrice, et ensuite celle du verre ou des autres substances dont on aura fait usage.

EXPLICATION. Cette expérience prouve que les corps ont différens degrés d'affinité pour le calorique. En comparant le temps que les divers fils mettent à fondre la cire ou le suif, on reconnaît comparativement leur pouvoir conducteur : il est donc évident que certains corps absorbent beaucoup plus vite le calorique, et le conduisent plus rapidement que d'autres : de-là provient aussi la grande différence dans les sensations excitées par différens corps, lorsqu'ils sont appliqués, à la même

température, sur nos organes. Les métaux conduisent la chaleur avec plus de facilité que le verre ou le bois de même épaisseur : par conséquent lorsqu'une personne touche un vase de métal contenant une liqueur chaude, la chaleur est conduite si rapidement à son doigt, qu'elle devient de suite insupportable; et, comme il a été démontré (Expérience VI), ce même vase conserve beaucoup plus la chaleur d'un liquide à l'air, dans un temps donné, que ne pourrait le faire un vase de verre ou de terre de même dimension, dont on ne pourrait approcher la main sans se faire de mal.

La chaleur de la partie extérieure d'un vase, au toucher, n'est point une preuve de la facilité avec laquelle le calorique en rayonne; mais elle porte à croire que les surfaces que l'on sent les plus chaudes sont par leur nature celles qui conservent le plus long-temps la chaleur à l'air, ou dans un autre milieu gazeux.

L'épaisseur d'un vaisseau, et spécialement s'il est composé d'une matière spongieuse, légère autant qu'il est possible, en diminue considérablement le pouvoir conducteur, quoiqu'elle en augmente souvent le pouvoir rayonnant.

Ainsi un vaisseau de métal se refroidira plus vite qu'auparavant, si vous l'entourez avec un morceau de fine flanelle parfaitement appliqué contre sa surface.

APPLICATIONS. La diversité des facultés conduc-

trices des corps fournit des applications utiles à nos besoins journaliers.

On reconnaît la différence entre les pouvoirs conducteurs des corps dans l'application des manches de bois aux vases métalliques, ou en interposant une couche d'ivoire ou de bois entre le vase chaud et le manche de métal : on empêche ainsi la transmission de la chaleur; c'est par cette raison que l'on fait usage de vêtemens de laine pendant les temps froids. L'air renfermé est un très-mauvais conducteur de la chaleur; de-là l'avantage des doubles portes aux fourneaux, de doubles fenêtres, pour empêcher la chaleur de s'échapper; et celui d'un double mur, avec une couche d'air interposé, pour les glacières, dans la vue d'empêcher la chaleur extérieure d'y pénétrer.

Si l'on cherche à concentrer la chaleur sur une substance, il faut se servir d'un fourneau construit avec des corps mauvais conducteurs; par exemple, les briques. Si, au contraire, on veut échauffer un appartement par le moyen d'un poêle, il faut se servir, pour sa construction, de corps bons conducteurs; ainsi un poêle de fonte échauffe beaucoup plus qu'un poêle de faïence. A. H.

14. Tous les corps, à la même température, ne contiennent point la même quantité de calorique.

15. Les quantités relatives de chaleur qu'exigent différens corps dans le même état, pour s'élever à la même température thermométrique, sont ce qui

s'appelle *leur chaleur spécifique*, et l'on dit des corps qui exigent le plus de chaleur, qu'ils ont la plus grande *capacité* pour le calorique.

Ceux des corps qui sont échauffés ou refroidis le plus lentement, ont en général la plus grande capacité pour la chaleur.

16. Le calorique se répand d'une manière uniforme dans les corps de même nature et qui ne changent point d'état.

EXPÉRIENCE XI.

PRÉPARATION. Mélez un kilogramme d'eau à 10° au-dessus de zéro, avec un autre kilogramme d'eau à 50°.

EFFET. Il en résultera deux kilogrammes d'eau à 30°.

17. Le calorique ne se distribue pas uniformément dans les corps hétérogènes ni dans ceux qui sont de même nature, mais sous différens états.

EXPÉRIENCE XII.

PRÉPARATION. Mélez un kilogramme de glace pilée, ou de neige à 0°, et un kilogramme d'eau à 75°.

EFFET. La température du mélange ne sera pas la moyenne (37°), mais elle sera beaucoup au-dessous, à 0. Tout l'excès du calorique de l'eau chaude a donc disparu et il est entré dans le kilogramme de glace pendant sa liquéfaction : c'est-à-

dire qu'un kilogramme de glace exige, pour se fondre, une quantité de calorique capable d'élever à 75° un kilogramme d'eau.

Le calorique qui est entré dans la glace ne peut être apprécié par le thermomètre; on l'appelle calorique *latent ou combiné*, qui diffère du *calorique sensible* au thermomètre, ou *calorique libre*.

EXPÉRIENCE XIII.

PRÉPARATION. Mélez un kilogramme de mercure à 0°, et un kilogramme d'eau à 34°.

EFFET. Le mélange sera à 33°.

La température du métal est augmentée de 33°, quoiqu'il n'ait reçu que le calorique nécessaire pour élever d'un degré celle de l'eau; donc ces deux corps contiennent des quantités très-différentes de calorique spécifique.

3°. *Des propriétés et des effets du calorique.*

18. La chaleur a une grande influence sur la forme et l'état des corps; elle augmente leur volume et diminue leur pesanteur spécifique.

Si nous chauffons un solide, il devient fluide ou gazeux, et les liquides sont convertis en fluides aériformes ou en vapeurs.

19. La dilatation est l'effet le plus commun et le plus général de la chaleur; la matière sous toutes ses formes en éprouve les effets, quoique dans des

degrés très-différens. Les solides sont le moins dilatables. — Les liquides se dilatent plus promptement que les solides; — et les gaz ou fluides aériformes, plus que les liquides.

EXPÉRIENCE XIV.

Le calorique augmente le volume des corps.

PRÉPARATION. Ayez un anneau de fer bien circulaire, par lequel un petit boulet ou un bouchon de fer puisse passer avec précision, mais sans être gêné : faites chauffer le boulet ou le bouchon jusqu'au rouge, et présentez-le sur l'anneau.

EFFET. Il restera sur l'anneau, sans pouvoir le traverser, tant qu'il sera chaud; il tombera de lui-même lorsqu'il se refroidira.

EXPÉRIENCE XV.

Effet de la dilatation du verre par la chaleur.

PRÉPARATION. Prenez un matras ou tube de verre du diamètre d'un quart de pouce environ, et de cinq ou six pouces de long, terminé par une boule de la dimension d'une orange : remplissez la boule et une partie du tube d'une liqueur colorée, et marquez sur le tube la hauteur à laquelle la liqueur monte. Plongez la boule dans un vase plein d'eau presque bouillante et la retirez ensuite.

EFFET. Au moment de l'immersion, la liqueur descendra précipitamment dans le tube et très-bas; mais vous la verrez remonter un peu plus haut

même que la marque faite précédemment au tube , aussitôt que le vase aura été retiré de l'eau chaude.

EXPLICATION. La chaleur qui est d'abord communiquée au verre dilate le globe , et augmente par conséquent la capacité de la boule , ce qui fait descendre la liqueur. Mais la boule , étant ensuite retirée de l'eau chaude et replacée de nouveau en contact avec l'air , reprend sa dimension primitive , et la liqueur , qui a préalablement acquis une petite quantité de chaleur , s'élève un peu au-dessus de son premier niveau , parce qu'elle s'est dilatée. A.

EXPÉRIENCE XVI.

20. *Démontrer l'inégalité de la dilatation de divers liquides au même degré de température.*

APPLICATIONS. La dilatation a été mise à profit d'une manière fort avantageuse dans la construction des *thermomètres* et des *pyromètres* , instrumens destinés à reconnaître et à mesurer la chaleur des corps.

Un thermomètre ordinaire se compose d'un tube de verre terminé à l'une de ses extrémités par une boule , et fermé hermétiquement à l'autre. La boule et une partie du tube sont remplies de mercure ou d'alcool , et on y ajuste une échelle divisée en 80 ou 100 parties , ou degrés égaux : c'est le thermomètre centigrade qui est aujourd'hui généralement employé en France. Le liquide contenu dans la boule du thermomètre se dilate par la chaleur et se contracte

par le froid ; par conséquent il monte et descend. On rend ces mouvemens d'élévation et d'abaissement très-visibles , en faisant le tube du thermomètre très-petit à proportion de la boule. On peut reconnaître avec exactitude , au moyen de l'échelle, la différence de la température des corps auxquels on applique l'instrument.

Pour la plupart des expériences chimiques , on emploie le thermomètre à mercure , parce que ce métal se dilate d'une manière plus uniforme que l'alcool. Cependant , si l'on veut mesurer des températures très-basses , on emploie le thermomètre à alcool , par la raison que ce liquide ne se congèle pas.

Les *pyromètres* sont des instrumens destinés à mesurer les hauts degrés de chaleur ; la plupart ne sont autre chose que des barres de métal disposées de manière à indiquer la dilatation que la chaleur leur fait éprouver.

La dilatation des corps offre encore plusieurs phénomènes et plusieurs autres applications vraiment remarquables.

Les dilatations et contractions d'un pendule , pendant les variations de température , causent beaucoup d'inégalité dans les horloges , parce que les oscillations se trouvent par-là retardées ou accélérées. On a corrigé cette cause d'erreur par une construction particulière qui met en opposition les dilatations des métaux. C'est ce que l'on appelle *pendule de compensation*.

Lorsque l'on a scellé des grilles de fer pendant les grandes chaleurs, et qu'on a solidement fixé leurs extrémités, il arrive qu'elles sont quelquefois rompues par l'effet du froid.

Souvent les vases de verre et les poteries se brisent lorsqu'on les fait passer brusquement du chaud au froid ou du froid au chaud. Si le vase n'a pas une égale épaisseur, ou bien s'il est échauffé ou refroidi plus fortement dans un endroit que dans l'autre, toutes les parties de ce vase n'étant pas dilatées ou contractées simultanément, il s'ensuit qu'elles sont écartées, tirillées, séparées, et que le vase se rompt.

Les ustensiles de verre destinés à aller au feu doivent être très-minces; les poteries doivent être légères et faites avec une matière poreuse, afin que le calorique puisse les pénétrer avec facilité.

Dans les appartemens où l'on fait du feu, l'air dilaté résiste à la pression de l'atmosphère; l'air chaud occupe la partie supérieure de l'appartement: l'air froid est à la partie inférieure.

C'est la dilatation de l'air et sa légèreté spécifique qui enlèvent les *montgolfières* ou ballons aérostatiques composés d'une enveloppe légère, sous lesquels on allume du feu. C'est encore l'air dilaté dans les tuyaux des cheminées qui enlève la fumée: ces tuyaux doivent être en général très-étroits, parce que l'air dilaté s'en échappe avec plus de vitesse.

Enfin, c'est à l'expansion de l'eau que sont dus les étonnans effets des pompes à feu ou machines à vapeur, dont la force égale celle d'un grand nombre de chevaux. A. H.

EXPÉRIENCE XVII.

21. *Démontrer que l'élasticité et la ductilité sont dues au calorique combiné.*

Prenez un morceau de gomme élastique, de la longueur de deux ou trois pouces, de quelques lignes de largeur et autant d'épaisseur : mettez-le dans l'eau chaude jusqu'à ce qu'il devienne très-flexible : le tenant alors dans les deux mains, sans l'étendre, mettez-en un des bords en contact avec les lèvres, et observez sa température, dont cette partie de la figure peut parfaitement apprécier les variations ; écarterz ensuite ce morceau à quelques lignes des lèvres, étendez-le avec force et approchez-le de nouveau des lèvres, vous reconnaîtrez que sa température s'est élevée très-sensiblement. Laissez-lui reprendre sa première forme, et sa température baissera immédiatement.

Si vous étendez de nouveau cette gomme élastique, et si vous la plongez immédiatement dans l'eau froide, la tenant étendue pendant une minute ou deux dans le liquide, elle perdra beaucoup de sa faculté contractile ; quand vous l'aurez relâchée, elle ne reprendra point sa première dimension : mais si vous la plongez ensuite dans l'eau chaude, ou

si vous l'échauffez en la tenant pendant quelque temps dans la main fermée, elle commencera à se contracter de nouveau et reviendra bientôt à sa première dimension et à sa première forme.

Ces expériences fournissent une preuve bien palpable et bien convaincante que la ductilité, aussi bien que l'état de liquidité des corps, sont dus au calorique latent.

Nous voyons clairement que l'élasticité de la gomme élastique et la ductilité des métaux ne sont que différens cas d'une seule et même chose. A.

EXPÉRIENCE XVIII.

22. *Le calorique n'augmente point le poids des corps.*

PRÉPARATION. Pesez dans une balance très-sensible un gros morceau de fer; faites-le ensuite rougir jusqu'au blanc, et pesez-le de nouveau dans cet état, après l'avoir essuyé.

EFFET. La balance n'indiquera pas la moindre augmentation dans le poids de ce morceau de métal.

EXPÉRIENCE XIX.

23. *Rendre visibles des courans dans lesquels des liquides se meuvent en sens contraire, pendant qu'ils changent de température.*

PRÉPARATION. Prenez une fiole ordinaire de huit onces, ou un bocal cylindrique de verre de deux pouces ou plus de diamètre, et de cinq ou six pou-

ces de long ; remplissez-le d'eau froide et jetez-y une petite quantité d'ambre pulvérisé ; plongez ensuite cette fiole dans un bassin ou grand vaisseau contenant de l'eau chaude.

EFFET. Vous remarquerez deux courans qui se porteront en directions différentes dans l'intérieur du bocal, l'un descendant et l'autre montant, c'est-à-dire, les petites parties de l'ambre qui ont été répandues dans le liquide et qui étaient en repos avant que la chaleur fût appliquée à l'eau du vase intérieur, sont mises en mouvement. Les particules placées près des parois du verre, et qui sont plus rapprochées de la source de la chaleur, montent, tandis que celles qui sont au centre descendent et forment de cette manière deux courans distincts en direction opposée : celui du centre se dirige vers le fond, et celui des deux côtés ou de l'extérieur vers le haut. La rapidité de ces courans diminue peu à peu, et lorsque l'eau renfermée dans l'intérieur de la fiole ou du bocal a acquis le même degré de température que celle qui se trouve au dehors, les particules d'ambre reprennent de nouveau l'état de repos.

Si les deux vases sont disposés d'une manière inverse, c'est-à-dire si le verre contenant l'eau chaude est plongé dans un vase contenant de l'eau froide, le mouvement des courans sera également inverse ; les parties adhérentes aux côtés du verre se dirigeront en courans vers le fond, et celles qui

J. BROT

seront au centre se dirigeront vers la partie supérieure. L'équilibre de ces deux courans se rétablira lorsque la température de l'eau qui se trouve à l'extérieur et celle de l'intérieur du verre deviendront égales.

EXPLICATION. Dans le premier exemple, le calorique de l'eau chaude du vase extérieur est transmis par le verre aux molécules de l'eau qui sont en contact avec les parois internes de ce verre, et deviennent spécifiquement plus légères; elles montent et forment le courant extérieur. Pendant ces mouvemens elles cèdent peu à peu leur calorique aux molécules voisines; elles deviennent plus denses et produisent le courant intérieur. En faisant l'expérience d'une manière inverse, c'est-à-dire si la fiole contenant l'eau chaude est environnée d'eau froide, les parties extérieures, au lieu d'être échauffées, perdent leur calorique ou se refroidissent et diminuent de volume; leur pesanteur spécifique devient plus grande; c'est pourquoi elles descendent: le centre contraire étant plus chaud et par conséquent plus léger, s'élève, et les courans se meuvent en sens inverse.

Pour rendre cette expérience plus frappante, teignez la partie inférieure de l'eau avec de la teinture de choux ou de l'encre rouge, et laissez l'eau supérieure non colorée. Pour cela, versez d'abord l'eau teinte et remplissez le tube très-doucement avec de l'eau ordinaire, en sorte que les deux

couches restent bien distinctes. Lorsque vous appliquez la chaleur au fond du vase, la partie colorée de l'eau s'élève successivement et colore uniformément toute la liqueur : cela ne peut certainement se faire que par le déplacement mécanique des molécules de l'eau même. La chaleur qui est appliquée à la couche inférieure de l'eau la rend spécifiquement plus légère que les autres parties ; cette couche est par conséquent poussée en haut par les molécules voisines, et comme elle a la liberté de se mouvoir, elle change de place et se porte à la surface : c'est le résultat de la fluidité de l'eau et de la dilatation de ses molécules séparées. De nouvelles particules se rapprochent de la source de la chaleur, se combinent avec elle à leur tour, sont ensuite déplacées et produisent les courans. La rapidité du mouvement des courans (leur cause est un changement dans la pesanteur spécifique du liquide produit par un changement de température) est en proportion du changement de pesanteur spécifique du liquide pour chaque température donnée. A.

EXPÉRIENCE XX.

24. *Pour faire bouillir de l'eau à la surface de la glace.*

PRÉPARATION. Mettez dans un tube de verre cylindrique de la longueur de huit à dix pouces, et d'un demi-pouce de diamètre, une quantité d'eau

suffisante pour y occuper la hauteur d'un pouce ou plus. Faites geler l'eau de manière qu'elle forme une masse solide de glace, en l'entourant d'un mélange congelant (*Voyez* § 4); remplissez ensuite le tube avec de l'eau froide jusqu'à un pouce du bord, et entourez la partie inférieure, qui contient la glace, d'une flanelle double : cela étant fait, présentez le tube incliné à un angle d'environ 45 d. sur la flamme d'une lampe à esprit, de manière que la portion de l'eau qui se trouve dans la partie supérieure du tube seulement soit échauffée, ayant soin de tenir le tube dans la main par la partie entourée de flanelle.

EFFET. La surface de l'eau ne tarde pas à bouillir; on peut alors appliquer la chaleur de proche en proche, et graduellement jusque vers la partie inférieure du tube, et l'on fera ainsi bouillir fortement l'eau, jusqu'à environ un demi-pouce de la surface de la glace, sans en faire fondre une portion notable.

Si l'on fait l'expérience d'une manière inverse, en appliquant la chaleur au bas d'un tube rempli d'eau à la surface de laquelle se trouverait un morceau de glace flottant, l'eau sera promptement échauffée et la glace se fondra en très-peu de temps.

EXPLICATION. Cette expérience démontre l'extrême difficulté avec laquelle la chaleur pénètre en descendant à travers les liquides; elle démontre

aussi que les liquides propagent la chaleur dans une direction seulement, c'est-à-dire en montant, en raison des mouvemens qu'elle occasionne dans leurs molécules. (V. l'Expérience précédente.) Les couches supérieures de l'eau étant échauffées, deviennent spécifiquement plus légères et ne peuvent être mêlées avec les couches inférieures ; par conséquent la glace qui est en bas ne peut être échauffée. Mais si la chaleur est appliquée aux couches les plus basses d'un liquide, elles deviennent spécifiquement plus légères que le reste ; elles montent vers la surface à travers la masse du liquide plus froid qui se trouve au-dessus d'elles, et perdent de tous côtés, dans leur passage à travers les couches froides, plus ou moins de la chaleur qu'elles ont acquise : ainsi la masse entière prend une température uniforme (Voy. l'Expérience précédente). Lorsque des liquides s'échauffent, la partie du corps à laquelle on applique la source de la chaleur éprouve un changement matériel. Si vous faites agir la chaleur sur les couches supérieures ou sur la surface d'un liquide, elle ne peut passer qu'en descendant de la même manière qu'à travers les corps solides, c'est-à-dire par le pouvoir conducteur du liquide ; mais si elle est appliquée aux couches les plus basses ou au fond d'un vaisseau, elle prend sa direction en montant, indépendamment de ce pouvoir conducteur, parce que les molécules de l'eau étant échauffées et devenant

spécifiquement plus légères, occasionent des courans qui permettent à de nouvelles molécules de se rapprocher de la source ou du foyer de la chaleur, l'une après l'autre, jusqu'à ce que la totalité du liquide soit échauffée, comme il est expliqué dans l'expérience précédente. C'est par cette raison que les grandes masses d'eau se congèlent lentement; car en hiver, lorsque l'atmosphère est à la température de zéro, et qu'un courant d'air froid passe au-dessus d'une grande masse d'eau, il en reçoit une quantité considérable de calorique; la pesanteur spécifique de l'eau augmente, et la portion refroidie acquiert plus de densité: en descendant, elle fait remonter à la surface une portion d'eau plus chaude qui communique de nouveau une grande quantité de calorique à l'air qui passe au-dessus. Ces mouvemens peuvent se continuer pendant un temps considérable, proportionnellement à la profondeur de l'eau. Si elle n'est pas très-grande, la totalité de l'eau se trouve à la fin refroidie à -1.5 d., au-dessous desquels la pesanteur spécifique ne pouvant plus augmenter, la circulation cesse; la surface est à la fin tellement refroidie, qu'elle se couvre de glace. Si au contraire la profondeur de l'eau est très-considérable, l'action de l'air froid peut être continuée beaucoup plus long-temps, sans que ce résultat ait lieu; aussi dans les pays qui ne sont pas excessivement

froids, il arrive souvent que les lacs profonds ne se gèlent pas pendant le cours de l'hiver. La profondeur et la masse de l'Océan étant très-considérables, et ses eaux étant très-denses et chargées de matières salines, il résiste avec beaucoup d'efficacité à l'action du froid, et ne se gèle que dans les régions polaires.

La quantité de calorique ainsi communiquée par l'eau est extrêmement grande. D'après Rumford, la chaleur communiquée à l'air par chaque pied de la surface de l'eau en se refroidissant d'un demi-degré, est suffisante pour échauffer de cinq degrés une couche d'air quarante-quatre fois aussi épaisse que la profondeur de l'eau. Nous voyons par-là combien les eaux de l'Océan, qui ne se gèlent jamais, excepté dans les degrés de latitude très-hauts, doivent contribuer à échauffer l'air froid qui vient des régions polaires.

Rumford suppose, et avec beaucoup de raison, qu'il existe dans l'Océan des courans semblables à ceux qui ont lieu dans l'atmosphère; l'eau, qui dans les pays plus froids est refroidie à la surface, descend, se répand au fond de la mer et coule vers l'équateur, ce qui doit produire à la surface un courant en direction opposée. Ainsi donc l'Océan est très-utile pour modérer les chaleurs excessives de la zone torride, aussi bien que pour tempérer les froids excessifs des régions polaires. A.

25. A mesure que le calorique s'accumule dans un corps solide, il en écarte les particules et le fait passer à l'état de *liquéfaction* ou de fusion.

26. Tous les corps n'entrent pas en fusion au même degré de chaleur. Le mercure se fond à 39 d. au-dessous de zéro, la glace se fond à 0; la cire à 68 d. au-dessus de zéro, le plomb à 260, et le fer à 9970 d.

EXPÉRIENCE XXI.

PRÉPARATION. Mettez un ou plusieurs gros morceaux de glace dans un vase; exposez-le ensuite à un bon feu, de manière à faire fondre la glace, et plongez un thermomètre dans l'eau qui en résulte.

EFFET. Le thermomètre ne s'élèvera jamais au-dessus de zéro, tant qu'il restera dans le vase le plus petit morceau de glace.

EXPLICATION. Lorsque les corps qui sont mauvais conducteurs du calorique, comme la glace, etc., sont une fois parvenus au degré de chaleur où ils peuvent passer à l'état liquide, tout le calorique qui s'accumule en eux entre en combinaison et n'a aucune influence pour élever leur température.

APPLICATIONS. On peut faire la même expérience avec toutes les matières grasses; aussi sait-on que ces matières fondues dans une poêle ne commencent à s'échauffer et à roussir que quand toute la masse solide est devenue liquide.

27. Toutes les fois qu'un corps solide passe à l'état liquide, il y a un abaissement de température dans les corps environnans.

Si on laisse fondre un morceau de glace dans la main, on éprouve beaucoup de froid, parce que la glace, pour se fondre, enlève le calorique de la main.

Il en est de même lorsqu'on fait fondre du sel dans l'eau, parce que le sel qui est solide enlève à cette eau le calorique dont il a besoin pour passer à l'état liquide.

28. Lorsqu'au contraire un corps liquide devient solide, il y a émission de calorique, et par conséquent élévation de la température; c'est ce qui a lieu quand on verse de l'eau sur une pierre de chaux vive; l'eau est solidifiée; il y a alors un dégagement considérable de calorique et même de lumière.

29. Si l'on continue d'échauffer une substance liquéfiée par l'action du calorique, elle éprouve alors, si toutefois elle en est susceptible, un mouvement particulier nommé *ébullition*; elle se réduit en vapeurs et passe à l'état de fluide aériforme.

30. Aussitôt qu'un liquide commence à bouillir dans un vase découvert, sa température ne s'élève plus, quel que soit le degré de chaleur auquel on l'expose.

31. Les vapeurs qui s'échappent d'un liquide bouillant ont la même température que ce liquide.

32. Tous les liquides ne bouillent pas au même

degré de température; les plus volatils bouillent le plus promptement.

33. La pression de l'air ou toute autre pression influe singulièrement sur le degré auquel les liquides entrent en ébullition; moins elle est grande, et plus la température à laquelle leur ébullition a lieu est basse.

EXPÉRIENCE XXII.

Faire bouillir de l'eau en la refroidissant, et faire cesser l'ébullition en l'échauffant.

PRÉPARATION. Remplissez à moitié d'eau une bouteille mince, comme une fiole à médecine; placez-la au-dessus d'un fourneau à lampe, et laissez-la bouillir vivement pendant quelques minutes. Bouchez ensuite l'ouverture de la bouteille aussi vite qu'il est possible, et assujettissez le bouchon avec un morceau de vessie mouillée, pour empêcher l'air d'y pénétrer.

EFFET. Si l'on retire la fiole de dessus le feu, l'eau continuera à bouillir: si l'ébullition cesse, on la renouvellera en enveloppant la bouteille avec un linge mouillé dans l'eau froide, ou en versant petit à petit de l'eau froide sur la bouteille: mais si l'on y verse de l'eau chaude, l'ébullition cessera sur-le-champ. De cette manière on peut renouveler et faire cesser de nouveau l'ébullition, en versant ou en appliquant simplement de l'eau chaude ou de l'eau froide sur la bouteille.

EXPLICATION. Cette expérience démontre que le point d'ébullition des liquides est influencé par la pression qui a lieu à la surface du liquide en ébullition. Quand la pression est diminuée, les liquides bouillent à une température plus basse; mais lorsque la pression est augmentée, ils exigent une température plus élevée pour entrer en ébullition.

Dans cette expérience, une partie de l'eau pendant l'ébullition se convertit en vapeurs qui expulsent l'air du vaisseau, et l'on empêche que ces vapeurs ne se dissipent en bouchant soigneusement la bouteille. Lorsqu'on applique un linge mouillé dans l'eau froide sur la bouteille, une partie de la vapeur se condense; il se forme un vide, et la pression sur la surface de l'eau est diminuée: c'est pourquoi l'eau commence à bouillir de nouveau, quoiqu'elle soit considérablement refroidie, parce qu'il n'y a plus alors besoin d'un si fort degré de chaleur pour en convertir une partie en vapeurs. Mais si l'on verse de l'eau chaude sur le vase, la température du liquide s'élève de nouveau et la vapeur contenue dans l'intérieur de la bouteille prend plus d'expansion et produit la même pression que celle qui est opérée par l'air: l'eau cesse donc de bouillir, parce que sa température est insuffisante pour former de nouvelles vapeurs, ou, ce qui est la même chose, pour que l'ébullition ait lieu.

L'ébullition n'est donc autre chose que la conversion rapide d'un liquide en vapeurs. La chaleur étant appliquée au fond d'un vase contenant un liquide, les particules du fond prennent d'abord une forme élastique, et comme elles s'élèvent à travers le liquide, elles l'agitent avec violence.

Le point d'ébullition d'un liquide sous la même pression est toujours le même; quelque forte que soit la chaleur qu'on y applique, et quelque long que soit le temps où on continue à l'échauffer, la température de ce liquide dans un vase ouvert ne s'élève jamais au-dessus de ce point.

Le point d'ébullition de l'eau, par exemple, dans un vaisseau découvert, est de 100 d., et il ne s'élève jamais au-delà; si l'on continue à lui donner le même degré de chaleur, l'eau se dissipe et se convertit en vapeurs.

L'eau, sous la pression ordinaire de l'atmosphère, bout à 100 d.; mais si cette pression est diminuée considérablement, l'ébullition a lieu à 80 d. Si, au contraire, l'eau est échauffée sous une pression plus forte, sa température s'élève beaucoup. Dans un fort vase de métal on a échauffé de l'eau jusqu'à 180 d.; elle s'y est toujours maintenue sous la forme liquide. Il suit de là que tout liquide qui n'est soumis à aucune pression s'évapore. Le mercure même, il y a lieu de le croire, se vaporise dans le vide du tube de Toricelli ou du baromètre. Il est important de déterminer la force élastique

de la vapeur et la cause de l'augmentation de son élasticité par l'accroissement de température.

L'élasticité de la vapeur qui est formée par un liquide bouillant en plein air est égale à la pression de l'atmosphère, et il a été prouvé par les expériences de MM. Dalton et Gay-Lussac que l'élasticité de tous les fluides élastiques est égale à celle de la vapeur de l'eau, pour la même augmentation et la même diminution de température, à partir du point de l'ébullition de l'eau.

Si donc le point d'ébullition d'un liquide est connu, on peut découvrir l'élasticité de sa vapeur en la comparant avec l'élasticité des vapeurs de l'eau et le même nombre de degrés au-dessus ou au-dessous du point d'ébullition. A.

34. Les liquides chauffés au-delà du degré de l'ébullition prennent la forme gazeuse et deviennent des fluides élastiques, invisibles, possédant les propriétés mécaniques de l'air commun.

Ils conservent cette forme ou cet état aussi longtemps que leur température reste assez élevée, mais ils reprennent la forme liquide lorsqu'ils sont refroidis de nouveau.

EXPÉRIENCE XXIII.

Transformer à volonté un solide ou un liquide en fluide élastique aériforme ou gaz, et réciproquement.

PRÉPARATION. Mettez dans un matras ou un globe de verre mince, avec un long cou, deux ou trois petites cuillerées d'éther sulfurique, et remplissez la partie vide du vaisseau avec de l'eau froide; fermez ensuite l'orifice du cou du globe avec le doigt, et retournez-le, l'extrémité fermée en bas; plongez-la dans un bassin rempli d'eau, et retirez le doigt; l'éther montera alors à travers l'eau dans le globe, et nagera au-dessus à la surface. La figure 48, planche II, montre la position du globe. Le cou ou tube mince de l'instrument est introduit dans un morceau de plomb percé, placé dans le bassin, pour fixer le matras pendant l'expérience.

EFFET. Si vous versez alors peu à peu de l'eau chaude sur le globe, l'éther se convertira en un fluide invisible, semblable à l'air, dont la force expansive chassera l'eau hors du globe et en occupera la place. Mais si vous versez un peu d'eau froide, la vapeur ou le gaz éthéré se condensera subitement, l'eau s'élancera dans le vase et reprendra la place qu'elle occupait en premier lieu.

La conversion alternative de l'éther en fluide

aériforme et sa condensation peuvent se faire à volonté avec les mêmes liquides contenus du globe; mais il faut avoir soin que l'éther ne s'échappe point du vase, ce que l'on peut facilement empêcher en ne faisant pas sortir toute l'eau du globe.

EXPLICATION. La température de l'éther étant élevée par l'addition du calorique, il se met en expansion et prend en même temps la forme de vapeurs invisibles; en perdant de nouveau son calorique par l'application du froid, l'éther retourne à l'état liquide. A.

AUTRE.

Mettez trois ou quatre grains d'iode dans une éprouvette dont vous fermerez hermétiquement l'ouverture; faites chauffer modérément cette éprouvette au-dessus d'une bougie, l'iode prendra la forme d'un gaz de belle couleur violette qui se condense de nouveau sous la forme de cristaux métalliques brillans, d'un bleu noir, lorsque l'on fait refroidir le vase. Cette expérience peut être répétée plusieurs fois avec la même éprouvette. A.

35. On augmente l'action du feu, 1° en augmentant la quantité de matière qui lui sert d'aliment; 2° en concentrant son action et en empêchant qu'elle ne s'étende et ne se dissipe dans un trop grand espace, comme dans les fourneaux; 3° en dirigeant l'action du feu vers un

même endroit comme on le fait avec la lampe d'émailleur ; 4° en soufflant le feu avec du gaz oxygène, ou avec un mélange de gaz oxygène et de gaz hydrogène.

On ne connaît point de feu aussi actif que celui-ci. Lavoisier est parvenu, le premier, à fondre en un instant, par ce moyen, les corps les plus réfractaires.

Le docteur Marcet a indiqué un moyen semblable pour se procurer une chaleur très-intense, et qui consiste seulement à chasser, dans la flamme d'une lampe à esprit de vin, un courant de gaz oxygène.

De l'absence du calorique ou du froid.

36. Le froid n'est point un être particulier; il n'est que le résultat de l'absence ou plutôt de la diminution du calorique.

37. Les corps en se refroidissant reviennent à leur état primitif, si toutefois ils n'ont pas été décomposés, et ils éprouvent, en sens inverse, les divers phénomènes que le feu leur avait fait subir.

Ainsi donc, l'ébullition, la vaporisation se ralentissent ou même cessent entièrement; les fluides en vapeurs retournent à l'état liquide; les liquides deviennent solides; le volume des corps, augmenté par la dilatation, se restreint dans des limites plus étroites.

38. Il existe quelques exceptions à la loi générale.

rale de dilatation par la chaleur, et de contraction par le froid : par exemple, l'eau qui se dilate considérablement lorsqu'elle approche de son point de congélation : c'est en raison de cette dilatation que les glaçons nagent à la surface de l'eau ; c'est aussi à cette augmentation de volume qu'est due la rupture des vases dans lesquels l'eau se gèle.

39. Plusieurs liquides éprouvent aussi, en passant à l'état solide, une dilatation considérable, comme on l'observe dans les dissolutions salines, etc.; mais ces effets sont dûs à la cristallisation et à un nouvel arrangement des molécules de ces corps.

40. La fusion rapide d'un corps donne lieu à un abaissement plus ou moins considérable de température. En mêlant du sel marin et de la neige, il se produit un froid considérable, parce que le sel et la neige, pour se fondre, absorbent beaucoup de calorique.

41. La vaporisation rapide d'un liquide donne lieu aussi à un abaissement de température.

EXPÉRIENCE XXIV.

42. *Faire geler de l'eau au milieu de l'été, sans faire usage de glace.*

PRÉPARATION. Prenez quarante-deux grammes (une once trois gros) d'hydro-chlorate d'ammoniaque, trente-huit grammes (une once un gros) de

nitrate de potasse, et soixante-deux grammes (deux onces) de sulfate de soude. Réduisez chacun de ces sels séparément en poudre fine, et mêlez-les petit à petit dans un verre ou plutôt dans un petit vase de métal, avec cent soixante grammes (cinq onces deux gros) d'eau; le vase doit avoir précisément la grandeur nécessaire pour contenir ces substances.

EFFET. A mesure que les sels se dissoudront, ils produiront un froid assez considérable, et le thermomètre plongé dans ce mélange descendra à zéro et même au-dessous (1); une petite quantité d'eau, environ une once, mise dans une éprouvette plongée dans le mélange, pendant sa dissolution, se congèle en moins de dix minutes.

Les sels employés à cette expérience, si l'on en retranche le sulfate de soude, peuvent être retirés de la solution, en faisant évaporer l'eau, et ils peuvent encore servir plusieurs fois. Cinq parties d'hydro-chlorate d'ammoniaque, cinq de nitrate de potasse, et huit de sulfate de soude, mêlés avec seize parties d'eau, à la température ordinaire, font descendre le thermomètre de $+10$ d. à -15 d.

Les sels, pour produire leur entier effet frigo-

(1) Dans les expériences sur le froid, on doit se servir de thermomètres à esprit de vin, parce que le mercure se congèle à -40 deg.

Voyez l'Expérience XXVI.

rifique, doivent avoir été cristallisés depuis peu de temps, être réduits en poudre fine et contenir autant d'eau de cristallisation qu'il est possible; mais ils ne doivent pas être humides.

EXPLICATION. Cette expérience démontre que l'action chimique est toujours accompagnée d'un changement de température, et que, quand les corps se combinent, ils éprouvent un changement de température. Car dans tous les corps il existe une certaine quantité de calorique ou principe de chaleur; et lorsqu'un changement quelconque a lieu dans la constitution chimique d'un corps, la faculté qu'il a de conserver cette portion de calorique se trouve changée. Pendant ce changement il y a émission ou absorption de chaleur; cet accroissement, ou cette diminution de température, devient sensible à nos sens et peut être mesuré par le moyen du thermomètre.

Ainsi l'on doit, dans cette expérience, attribuer le froid à l'absorption du calorique qui accompagne la liquéfaction rapide des sels. L'eau de cristallisation, qui se trouve préalablement combinée avec le sel, passe rapidement de l'état solide à l'état liquide; elle enlève le calorique aux corps environnans: c'est pourquoi l'eau renfermée dans l'éprouvette immergée dans le mélange glacial, en perdant son calorique, se congèle.

Le froid doit enfin être attribué à l'augmentation de capacité des corps pour la chaleur, par suite

de leur changement de forme ; car le froid est d'autant plus grand, que la capacité des corps pour le calorique est augmentée.

Nous pouvons donc, jusqu'à un certain point, désigner quelles sont les substances les plus propres par leur action mutuelle à produire le froid ; quel degré de froid l'on doit attendre de leur mélange dans tous les cas ; quel sera le maximum du refroidissement, et quelles seront les proportions les plus convenables des substances pour obtenir ce maximum. Il est évident *à priori* que les substances qui produiront le plus grand froid seront celles qui, par leur action réciproque, se dissolvent le plus rapidement ; qui, pendant leur solution, éprouvent la plus grande augmentation de capacité pour le calorique, et qui donnent une solution qui conserve sa liquidité, même à une température très-basse.

Il suit de ces observations que l'on obtiendra le plus haut degré de froid en mélangeant des substances qui agissent l'une sur l'autre, de manière qu'elles passent très-rapidement à l'état liquide, et que leur capacité pour le calorique soit beaucoup augmentée pendant cette mutation. Ainsi les substances frigorifiques les plus puissantes sont celles dans lesquelles l'un des composans est la neige ou la glace en poudre, et l'autre est un acide, un alcali, un sel neutre ou un mélange de quelques-unes de ces substances. Tels sont deux corps connus

depuis très-long-temps et qui sont familiers à tout le monde, le sel commun et la neige, et l'acide nitrique et la neige. L'hydro-chlorate de chaux cristallisé (*chlorure de calcium*) mérite de fixer particulièrement l'attention, comme étant la substance frigorigène le plus en usage, la moins dispendieuse, et qui jouit d'une grande énergie. Quand ce sel est mêlé avec de la neige ou de la glace pulvérisée, le froid qui en résulte est très-violent et fait congeler le vif-argent comme il sera exposé ci-après.

M. Walker a fait un grand nombre d'expériences pour produire le froid artificiel par le moyen de mélanges frigorigènes. La table suivante présente les résultats de ces expériences.

TABLEAU

Des mélanges frigorifiques pour produire, sans le secours de la glace, le degré de froid suffisant pour les expériences ordinaires, dans toutes les parties du monde et dans toutes les saisons de l'année.

MÉLANGES FRIGORIFIQUES SANS GLACE.

MÉLANGES.	ABAISSEMENT du thermomètre.	DEGRÉS de froid produits.
^{parties} Hydro-chlorate d'ammoniaque. 5 Nitrate de potasse. 5 Eau. 16	de + 10 de à - 12°	22
Hydro-chlorate d'ammoniaque. 5 Nitrate de potasse. 5 Sulfate de soude. 8 Eau. 16	de + 10 à - 15,50	25
Nitrate d'ammoniaque. 1 Eau. 1	de + 10 à - 16	26
Nitrate d'ammoniaque. 1 Carbonate de soude. 1 Eau. 1	de + 10 à - 22	32
Sulfate de soude. 3 Acide nitrique étendu. 2	de + 10 à - 19	29
Sulfate de soude. 6 Hydro-chlorate d'ammoniaque. 4 Nitrate de potasse. 2 Acide nitrique étendu. 4	de + 10 à - 23	33
Sulfate de soude. 6 Nitrate d'ammoniaque. 5 Acide nitrique étendu. 4	de + 10 à - 26	36

MÉLANGES.	parties.	ABAISSEMENT du thermomètre.	DEGRÉS de froid produits.
Phosphate de soude.	9	de + 10 à — 24 ^c	34 ^c
Acide nitrique étendu.	4		
Phosphate de soude.	9	de + 10 à — 29 ^c	39
Nitrate d'ammoniaque.	6		
Acide nitrique étendu.	4		
Sulfate de soude.	8	de + 10 à — 18	28
Acide hydro-chlorique.	5		
Sulfate de soude.	5	de + 10 à — 16	26
Acide sulfurique étendu.	4		

Nota. Si ces substances sont mélangées à une température plus élevée que celle qui est mentionnée dans le tableau, l'effet sera proportionnellement plus grand. Si donc l'on fait usage de celui des mélanges qui est le plus puissant lorsque l'air est à + 30 d., le thermomètre descendra à — 17 d., et alors le degré de froid produit sera de 48 d.

34	de + 10 à — 24	Phosphate de soude 9 Acide nitrique étendu 4
39	de + 10 à — 29	Phosphate de soude 9 Nitrate d'ammoniaque 6 Acide nitrique étendu 4
28	de + 10 à — 18	Sulfate de soude 8 Acide hydro-chlorique 5
26	de + 10 à — 16	Sulfate de soude 5 Acide sulfurique étendu 4

TABLEAU

Des mélanges frigorifiques composés de glace, de neige, de sels et d'acides.

MÉLANGES FRIGORIFIQUES AVEC LA GLACE.

MÉLANGES.	ABAISSEMENT du thermomètre.	DEGRÉS de froid produits.
Neige ou glace pulvérisée. parties. 2	Pour toute température.	»
Hydro-chlorate de soude. 1		
Neige ou glace pulvérisée. 5		
Hydro-chlorate de soude. 2		
Hydro-chlorate d'ammoniaque. . . 1	à - 24	»
Neige ou glace pulvérisée. 24	»	»
Hydro-chlorate de soude. 10		
Hydro-chlorate d'ammoniaque. . . 5		
Nitrate de potasse. 5		
Nitrate ou glace pulvérisée. . . . 12	»	»
Hydro-chlorate de soude. 5		
Nitrate d'ammoniaque. 5		
à - 31		
Neige. 3	de 0 à - 30	30
Acide sulfurique étendu. 2		
Neige. 8	de 0 à - 33	33
Acide hydro-chlorique. 5		
Neige. 7	de 0 à - 34	34
Acide nitrique étendu. 4		
Neige. 4	de 0 à - 40	40
Hydro-chlorate de chaux 5		

TABLEAU

De mélanges frigorifiques pris dans les tableaux précédens, et combinés de manière à produire le degré de froid le plus intense.

COMBINAISONS DES MÉLANGES FRIGORIFIQUES.

MÉLANGES.	parties.	ABAISSEMENT du thermomètre.	DÉGRES de froid produits.
Phosphate de soude.	5	de — 32 à — 36	4
Nitrate d'ammoniaque.	3		
Acide nitrique étendu.	4		
Phosphate de soude.	3	de — 36 à — 46	10
Nitrate d'ammoniaque.	2		
Acides mêlés et étendus.	4		
Neige.	3	de — 32 à — 43	11
Acide sulfurique étendu.	2		
Neige.	8	de — 23 à — 46	23
Acide sulfurique étendu.	3		
Acide nitrique étendu.	3		
Neige.	1	de — 27 à — 47	20
Acide nitrique étendu.	1		
Neige.	3	de — 7 à — 44	37
Hydro-chlorate de chaux.	4		
Neige.	4	de — 12 à — 48	36
Hydro-chlorate de chaux.	3		
Neige.	2	de — 9 à — 55	46
Hydro-chlorate de chaux.	3		

MÉLANGES.	parties.	ABAISSEMENT du thermomètre.	DEGRÉS de froid produits.
Neige.	1	de - 32 à	22
Hydro-chlorate de chaux cristallisé.	2	- 54	
Neige.	1	de - 40 à	18
Hydro-chlorate de chaux cristallisé.	3	- 58	
Neige.	8	de - 55 à	9
Acide sulfurique étendu.	10	- 64	

Nota. Les substances désignées dans la première colonne doivent être préalablement refroidies, avant leur mélange, à la température requise, au moyen de l'une des compositions frigorifiques désignées dans les tableaux précédens.

EXPÉRIENCE XXV.

Faire de la glace sur des charbons ardents.

PRÉPARATION. Placez sur un réchaud une terrine ou une petite marmite de fer; mettez-y un mélange frigorifique, composé de glace pilée et d'hydro-chlorate de chaux; mettez au milieu de ce mélange un petit vase de verre rempli d'eau.

EFFET. A mesure que le sel et la glace se fondront, l'eau se congèlera.

EXPLICATION. *Voyez* l'Expérience précédente.

EXPÉRIENCE XXVI.

43. *Congeler le vif-argent.*

Quoique le vif-argent soit toujours liquide à toutes les températures naturelles ordinaires, il est néanmoins un métal solide; il doit sa forme au calorique, et il peut reprendre sa solidité par un abaissement suffisant de température. Mais, comme le vif-argent est dans un état de fluidité, les chimistes avaient cru que sa forme liquide et sa mobilité étaient dans son essence : la fausseté de cette hypothèse qui était fondée sur des observations très-limitées, est démontrée par la congélation du métal. Il paraît que cette observation a été faite pour la première fois en 1759 par le professeur Braun de Pétersbourg. Il s'occupait d'expériences sur les mélanges congelans, et il trouva que le vif-argent de son thermomètre était complètement gelé après avoir été plongé dans un mélange d'acide nitrique étendu et de neige. D'après les connaissances que nous avons acquises sur les moyens de produire le froid artificiel, cette expérience peut se faire facilement dans les pays où l'on peut se procurer de la neige et de la glace. Des expériences faites depuis peu ont démontré que le vif-argent peut être congelé dans les pays chauds, sans glace, par l'action successive du mélange de différens sels préalablement refroidis, et par d'autres procédés.

En se congelant, le vif-argent perd une quantité de calorique égale à celle qui élèverait sa température à 67 d., lorsqu'il est sous la forme liquide.

Le mercure solide est malléable; il peut être aplati à coups de marteau; il est quelquefois flexible, et peut être étendu sans qu'il se rompe. Il n'est pas possible d'estimer sa ductilité; sa dureté, lorsqu'il approche de son point de liquéfaction, ne paraît pas être considérable; par la congélation, il prend une forme cristalline. Dans sa structure il présente des espèces de stries qui vont en divergeant de différents centres. Si l'on ôte la portion liquide d'une certaine quantité de mercure à demi gelé, on découvre de petits cristaux octaèdres. Lorsqu'on veut démontrer en petit la congélation du mercure, le moyen le plus prompt est de jeter un peu de ce métal dans une grande quantité d'un mélange congelant composé de neige et d'hydro-chlorate de chaux: il sera gelé en peu de minutes. Mais, si l'expérience se fait dans un local où il se trouve un grand nombre de spectateurs, la température naturelle sera élevée à un tel point que le chimiste ne pourra répondre du succès, s'il n'a pas eu soin de refroidir d'abord et séparément l'hydro-chlorate de chaux et la neige par un autre mélange de ces mêmes substances. Il est par conséquent important de laisser la neige au dehors, jusqu'au moment où l'on veut en faire usage; l'hydro-chlorate doit être con-

servé froid en plongeant, dans la neige ou dans la glace, ou mieux encore dans un mélange congelant, le vase qui le renferme.

On ne doit toucher le mercure gelé qu'avec de grandes précautions : il produit une sensation semblable à celle d'une blessure faite par un instrument grossièrement affilé, ou à celle qu'éprouve un doigt froissé par un étau, ou plutôt encore à celle d'une brûlure occasionée par un fer rouge. La partie qui s'est trouvée en contact immédiat, s'engourdit sur-le-champ et devient presque blanche; il n'y a point de doute que si cette partie restait très-peu de temps même en contact avec le métal gelé, il en résulterait une gangrène locale semblable à celle qui se met à un membre gelé.

On prévient cet accident en frottant avec de la neige, pendant quelque temps, la partie blessée.

L'appareil inventé par M. Henry, pour opérer la congélation du mercure, et que l'on peut aisément se procurer partout, remplit parfaitement le but que l'on se propose. Il est composé de trois vases à pieds, qui entrent l'un dans l'autre et qui ont chacun un couvercle.

Le troisième ou le plus petit des vases est en fer battu, mais sans être blanchi, et contient le mercure qui a été préalablement refroidi par un mélange congelant; on met, dans le second et le troisième vase, un mélange de neige et d'hydro-chlorate de chaux précédemment refroidi et ramené à

— 18 d. On laisse le tout en cet état, jusqu'à ce que le mercure soit gelé. A.

EXPÉRIENCE XXVII.

Congélation de l'eau et de l'huile superposées.

PRÉPARATION. Mélez de l'eau et de l'huile d'olives dans une fiole, dans la proportion de deux parties d'eau sur une d'huile; exposez ce mélange à une température de -11° , après avoir placé un petit thermomètre dans l'eau sous l'huile.

EFFET. Peu de temps après l'exposition de la bouteille à la température indiquée, le thermomètre placé dans l'eau descendra un peu au-dessous de zéro; mais il ne tardera pas à remonter à ce terme, au moment où la congélation commencera. Pendant sa durée, l'huile demeurera liquide, quoique exposée à une température extérieure de beaucoup plus froide que celle à laquelle elle se congèle ordinairement; elle ne se congèlera que deux ou trois heures après que l'eau paraîtra entièrement gelée.

Si, au lieu de mettre le thermomètre dans l'eau, on met sa boule dans l'huile au-dessus de l'eau, les résultats seront les mêmes. Si l'on expose ensuite à une température de -7 d. une fiole contenant de l'huile et de l'eau, dans les proportions indiquées, l'huile ne tardera pas à se congeler, et l'eau conservera sa liquidité sous cette huile.

EXPLICATION. Lorsqu'un corps qui devait sa liquidité au calorique vient à se refroidir, il se soli-

diffé et laisse à l'état de liberté tout le calorique qui le tenait à l'état liquide. Ce fluide manifeste alors son action sur tous les corps environnans. Dans l'expérience que nous venons de citer, l'eau, en passant à l'état de glace, laisse échapper beaucoup de calorique qui maintient l'huile à l'état liquide; mais lorsque tout le calorique s'est échappé, l'huile se congèle.

Dans le second cas, l'huile se congèle la première et seule, parce que le froid n'est pas assez grand pour glacer l'eau.

EXPÉRIENCE XXVIII.

Givre artificiel.

PRÉPARATION. Mettez un mélange frigorifique, par exemple de la glace pilée avec du sel, dans un vaisseau de verre mince, bien essuyé en dehors, et tenez-le pendant environ un quart-d'heure dans un lieu frais et humide; ou faites arriver sur ce vase un courant de vapeurs d'eau.

EFFET. On voit bientôt les parois extérieures du vaisseau se couvrir peu à peu de ramifications qui ne diffèrent en rien du givre ou de la gelée blanche ordinaire.

EXPLICATION. L'humidité qui se dépose sur les parois du vaisseau qui est très-froid, se convertit en glace, en suivant les lois d'affinité qui lui font prendre des formes particulières.

APPLICATIONS. Lorsqu'on transporte, dans un lieu chaud, une bouteille sortant de la cave ou une caraffe contenant de l'eau à la glace, elle se couvre d'humidité, parce que la vapeur contenue dans l'air ambiant se condense par le contact du corps froid.

EXPÉRIENCE XXIX.

Froid produit par l'évaporation.

PRÉPARATION. Exposez aux rayons directs du soleil la boule d'un thermomètre sensible, et notez le degré auquel il s'élève; humectez ensuite la boule de ce thermomètre et couvrez-la avec de l'encre de Chine; exposez de nouveau l'instrument aux rayons du soleil.

EFFET. Le mercure du thermomètre baissera d'abord, après quoi il remontera et s'élèvera à 4 ou 5 degrés au-dessus du point auquel il était en premier lieu.

EXPLICATION. Le thermomètre baisse d'abord, parce que la partie liquide de l'encre enlève, en s'évaporant, une portion de calorique à l'instrument; mais ensuite la couleur noire, qui est douée du pouvoir de retenir le calorique, empêche que ce fluide ne s'échappe de la boule du thermomètre et l'y accumule.

En versant goutte à goutte par un trou capillaire de l'éther sulfurique sur un tube mince contenant un peu d'eau, l'éther, en s'évaporant, abaisse la

température au point de congeler l'eau contenue dans le tube.

APPLICATIONS. C'est par l'évaporation d'une portion de l'eau des alcarazzas ou des hydrocérames, que l'on parvient à rafraîchir considérablement les liquides qu'ils contiennent.

EXPÉRIENCE XXX.

Froid produit par la dilatation des gaz.

PRÉPARATION. Prenez un vase de cuivre d'environ trois litres de capacité, comme la crosse d'un fusil à vent ou une fontaine de compression, et comprimez dans ce vase l'air de deux à trois atmosphères; laissez ensuite échapper cet air par un tube très-court, armé d'un robinet, de manière que le temps de l'écoulement soit de quatre à cinq secondes, et dirigez le courant sur une boule de verre très-mince, placée à peu près à un demi-pouce de l'orifice du tube.

EFFET. En opérant ainsi, vous obtiendrez un mamelon de glace sur la boule de verre, même au milieu de l'été.

EXPLICATION. Si l'on prend une masse d'air comprimée de plusieurs atmosphères et à la même température que les corps environnans, il est évident qu'en lui permettant de se dilater librement et d'une manière instantanée, elle absorbera autant de chaleur qu'elle en avait laissé dégager pendant

sa compression, et que sa température s'abaissera de 200 ou 300 degrés, en supposant que la capacité de l'air reste constante.

Dans cette expérience, c'est l'eau qui était tenue en dissolution par l'air comprimé, qui se congèle par le froid dû à la dilatation. On obtiendrait un degré de froid un peu plus considérable en prenant de l'air desséché, parce que la vapeur aqueuse, avant que de se congeler, abandonne toute la chaleur qu'elle avait rendue latente.

EXPÉRIENCE XXXI.

Cryophore ou porte-gelée.

Ce nom a été donné par le docteur Wollaston à l'instrument représenté (fig. 49, pl. II). Il consiste en un tube de verre, long de dix à douze pouces, dont le diamètre intérieur est de la huitième partie d'un pouce environ, terminé à chaque extrémité par une boule creuse, *b*, *c*, d'un pouce de diamètre. Une de ces boules doit contenir une demi-once d'eau environ. Le reste de l'instrument doit être purgé d'air autant qu'il est possible de le faire en le fabriquant.

Si la boule vide est plongée dans un mélange de neige et d'hydro-chlorate de chaux, ou dans tout autre mélange congelant, l'eau contenue dans la boule *c* (tournée en bas, comme le désigne la figure) se congèlera dans très-peu de temps. Cet

effet a lieu quoique la boule *c* soit à une distance de deux ou trois pieds de la boule vide inférieure.

EXPLICATION. La vapeur aqueuse contenue dans la boule vide *b*, est rapidement condensée par l'effet du mélange congelant qui lui enlève son calorique; le vide produit par cette condensation attire une nouvelle quantité de vapeurs de l'eau contenue dans la boule *c*, à l'autre extrémité du tube, et cause par-là une diminution proportionnelle dans sa température. La congélation de l'eau doit donc être attribuée à l'évaporation rapide de l'eau dans la boule *b*,

C'est sur ce principe qu'est fondé le moyen ingénieux indiqué par M. Leslie, pour opérer la congélation de l'eau à une température moyenne, en produisant une évaporation rapide à la surface de cette eau elle-même, dans un récipient vide d'air. L'eau destinée à être congelée est contenue dans un vase peu profond, qui est supporté par un autre vase contenant de l'acide sulfurique très-fort; le tout est recouvert par le récipient d'une pompe pneumatique au moyen de laquelle on fait le vide le plus promptement possible. Aussitôt qu'il est fait, des cristaux de glace commencent à paraître sur l'eau, et une quantité considérable d'air s'en échappe, après quoi toute l'eau devient solide. La raréfaction de l'air doit être de cent fois environ son volume; mais pour soutenir la congélation, quand elle a une fois lieu, vingt et même dix fois

suffisent. L'acide sulfurique devient très-chaud. Il est remarquable qu'en maintenant le vide, la glace s'évapore d'elle-même; dans cinq ou six jours la glace d'un pouce d'épaisseur aura disparu entièrement. L'acide continue d'agir jusqu'à ce qu'il ait absorbé un volume d'eau égal au sien.

Une manière curieuse de faire cette expérience, est de couvrir le vase rempli d'eau avec une feuille de métal ou de verre attachée à l'extrémité d'un fil de métal qui passe par le cou du récipient, de manière qu'il puisse monter et descendre sans laisser entrer l'air. Quand le récipient sera vidé, l'eau conservera sa liquidité jusqu'à ce que le couvercle soit enlevé; alors, en moins de cinq minutes, l'on verra des cristaux de glace pointus comme des aiguilles, traverser la surface du liquide, et le tout se congèlera entièrement.

Dans cette expérience intéressante, s'il n'y avait point d'acide sulfurique, un atmosphère de vapeurs aqueuses remplirait le récipient, et en pressant sur la surface de l'eau, il empêcherait une nouvelle production de vapeurs; mais la vapeur qui s'élève étant condensée au moment où elle se forme, l'évaporation continue très-rapidement et n'a pour limites que la quantité d'eau et la diminution de concentration de l'acide.

M. Leslie a fait une addition importante à sa découverte de la congélation de l'eau dans le vide; il a trouvé plusieurs substances, qui, comme l'acide

sulfurique concentré, ont la propriété d'absorber la vapeur élastique de l'eau à mesure qu'elle se forme, et de favoriser ainsi l'évaporation rapide qui procure un froid assez intense pour que l'eau se gèle en assez peu de temps sous le récipient, quoique la température de l'air extérieur soit fort au-dessus du terme de la congélation.

Le whinstone en décomposition (variété de la serpentine, qui se rapproche du basalte et du trapp) et d'autres matières plus ou moins terreuses et friables, grossièrement pulvérisées et bien desséchées, peuvent absorber jusqu'au dixième de leur poids d'eau, de sorte qu'elles peuvent convertir en glace la huitième partie de leur poids d'eau.

La farine ou le gruau d'avoine bien desséché absorbe l'humidité plus fortement encore que le trapp porphyrique, même après qu'il est tombé en poussière.

Trois quarts de livre de cette farine, étendus sur une surface de 7 pouces de diamètre, ont suffi pour faire geler près d'un quart de livre d'eau; le glaçon s'est conservé dans l'appareil pendant 20 heures, et après ce laps de temps, il ne s'en était encore fondu que la moitié. La température de l'appartement était de $+10$ d. centig.

Si l'on donne à l'eau une surface double de celle de la farine, celle-ci, lorsque l'air du récipient est raréfié, acquiert une chaleur qui excède 10 d. et qui est même sensible à la main.

On peut encore faire de la glace dans le vide, au moyen de l'éther, par le procédé suivant :

Dans un vase de métal contenant de l'eau jusque vers la moitié de sa capacité, versez doucement un égal volume d'éther, de manière qu'il n'y ait point de mélange entre les deux liquides ; placez le vase sur la platine d'une pompe pneumatique solidement fixée. Aux premiers coups de piston, l'éther entre en ébullition, s'évapore totalement, et en moins d'une minute, on voit des glaçons se former.

En entourant la boule d'un thermomètre à mercure avec de la glace ou avec un morceau de flanelle imbibée d'éther ou bien de sulfure de carbone, et en l'exposant de la même manière à l'action du vide avec une bonne pompe pneumatique, le mercure du thermomètre se congèlera promptement. A. H.

Erreurs des sens relativement au calorique.

Nos sens peuvent quelquefois nous induire en erreur, relativement à la température réelle des corps : c'est ainsi que certains corps sont à nos sens et par nos sensations jugés plus ou moins froids que d'autres, quoiqu'ils soient au même degré de température. On ressent plus de froid en touchant un morceau de fer qu'en touchant du bois, quoiqu'ils aient tous deux la même température. Les pièces de monnaie qui sortent de nos poches nous paraissent plus chaudes que nos vêtemens et même que notre corps.

Nous trouvons les caves chaudes en hiver et froides en été, quoique leur température soit à peu près la même en toutes les saisons ; cela vient de ce que, quand nous descendons dans ces souterrains en hiver, nous sortons d'un air froid ; en été nous sortons d'un air chaud, et nous jugeons toujours par comparaison.

La force de la sensation du chaud et du froid ne dépend pas entièrement de la température du corps qui excite en nous ces sensations, ou du degré, soit de chaleur, soit de froid qu'il possède ; mais de la quantité de chaud et de froid qu'il est capable ou qu'il a la faculté de nous communiquer ou de recevoir de nous dans un court espace de temps. Ces effets dépendent en grande partie de la propriété qu'ont les corps de transmettre le calorique, et qui est à peu près proportionnelle à leur densité. Ainsi donc la sensation de chaleur est l'entrée de la chaleur dans nos corps ; la sensation du froid est sa sortie.

EXPÉRIENCE XXXII.

Chaleur et froid produits par le même corps, dans le même temps et à la même température.

PRÉPARATION. Disposez trois bassins ; mettez dans le premier de l'eau à la température de 0 environ ; remplissez le second bassin d'eau échauffée à $+10^{\circ}$ environ, et le troisième avec de l'eau à

— 40^d. Plongez la main droite dans l'eau, à la température de 40^d, et la gauche dans l'eau à la température de 0; laissez-les y une minute, et plongez-les ensuite toutes deux promptement dans l'eau à la température moyenne de — 10^d.

— EFFET. La main droite sentira le froid et la gauche le chaud; ainsi différentes sensations seront produites par le même corps, en même temps et à la même température.

— EXPLICATION. Les mots chaud et froid sont des expressions qui désignent seulement l'état relatif de notre corps aux objets extérieurs, en ce qui concerne l'absorption ou la soustraction de la chaleur. La main droite plongée dans l'eau à la température de 40^d absorbe du calorique, parce que la température de l'eau est plus élevée que celle du corps; c'est ce qui occasionne la sensation de chaleur: mais lorsque la même main est placée dans l'eau à la température de 10^d, elle se trouve privée de son calorique, parce que le milieu qui l'environne est bien au-dessous de la température du corps; c'est ce qui produit la sensation du froid. La main gauche qui était plongée dans l'eau à la température de 0 perd son calorique, ce qui produit la sensation du froid; mais la même main plongée dans l'eau à 10^d en reçoit du calorique, qui, pénétrant dans le corps, excite la sensation de la chaleur.

La température de tous les corps dépend donc

de la quantité de calorique qu'ils contiennent. Si, à une température donnée, ils en renferment une certaine portion, l'addition d'une plus grande quantité de calorique en élève la température, c'est-à-dire que ce corps possède alors la faculté d'exciter ou une sensation plus faible de froid ou une sensation plus forte de chaleur. Une soustraction de calorique cause également une diminution de température : quand nous quittons une chambre à la température de $+15^{\circ}$, et que nous entrons par un temps froid dans un air à la température de 0, nous disons qu'il fait froid : et quand la main est maintenue dans l'eau à la température de 40° , pendant quelques minutes, et replongée ensuite subitement dans de l'autre eau à la température de 10° , on dit que cette dernière est froide. Ce n'est par conséquent qu'une simple expression de la sensation excitée sur le corps, et qui dépend uniquement de la soustraction de sa chaleur. A.

EXPÉRIENCE XXXIII.

Mettre ses mains, sans se brûler, dans un liquide bouillant et qui a plus de 100 d. de chaleur.

Ce liquide est le goudron ; c'est M. Davenport qui a fait connaître cette singulière propriété du goudron.

Se trouvant dans l'arsenal de Chatam, au mo-

ment où l'on faisait bouillir du goudron pour enduire des cordages, des ouvriers lui assurèrent que l'on pouvait impunément plonger la main nue dans ce liquide même bouillant; il tenta pendant quelques instans cette épreuve, et n'éprouva en effet aucun accident, ni même aucun sentiment de douleur. Cependant un thermomètre plongé dans le liquide, indiquait une température de 102 centigrades.

Cette propriété singulière viendrait-elle de ce que le goudron aurait une chaleur spécifique très-faible, ou seulement de ce que ce liquide, dont les particules se meuvent difficilement les unes parmi les autres, serait par cela même mauvais conducteur de la chaleur?

Les ouvriers assurèrent encore à M. Davenport que le sentiment de la chaleur devenait beaucoup plus vif, si la main, au lieu d'être nue, était munie d'un gant, et que même ce sentiment allait jusqu'à brûler; mais M. Davenport n'a pas jugé à propos de tenter cette épreuve.

Depuis long-temps on a observé un autre phénomène qui a beaucoup de rapport avec celui-ci.

Si l'on enveloppe une balle de plomb avec du papier bien lisse, et si l'on expose ensuite le papier au-dessus de la flamme d'une bougie, il ne s'enflamme pas tant que le plomb reste solide, et l'influence préservative de ce métal ne cesse que lorsqu'il est fondu.

Il paraît, dans cette expérience, que le papier est constamment refroidi par le contact du plomb, et qu'il se trouve ainsi continuellement ramené au-dessous de la température à laquelle il s'enflammerait. Cet effet cesse d'avoir lieu quand le plomb est complètement fondu, et alors le papier n'étant plus préservé, s'enflamme.

L'expérience réussit de même quand, au lieu de papier, on emploie une enveloppe de mousseline ou de toile; mais il faut toujours que l'enveloppe soit exactement appliquée sur le métal, sans quoi, la communication de la chaleur étant interrompue, la température de l'enveloppe s'élèverait jusqu'à l'inflammation.

CAMÉLÉON MINÉRAL. On a donné le nom de Caméléon minéral à la combinaison d'un oxide de manganèse avec la potasse ou la soude, parce que ce composé, pendant sa solution dans l'eau, présente des changemens rapides de couleurs.

EXPÉRIENCE I.

Préparation du Caméléon minéral.

Exposez à une haute chaleur, dans un fourneau et dans un creuset couvert, pendant une heure, une partie d'oxide de manganèse réduit en poudre très-fine avec trois parties de nitrate de potasse; ou bien : exposez à l'action d'une chaleur rouge, soutenue pendant vingt minutes, dans un creuset

de platine, un mélange d'un gramme (dix-neuf grains) d'oxide rouge de manganèse, obtenu par la calcination du carbonate de manganèse pur, et de huit grammes (deux gros sept grains) de potasse à l'alcool; vous obtiendrez le composé appelé Caméléon minéral.

Expériences.

Mettez dans un verre à boire quelques grains de caméléon, et mettez-en dans un autre verre une moindre quantité. Si vous versez de l'eau froide dans l'un des verres, vous obtiendrez une solution verte, qui se change rapidement en couleur pourpre, et qui passe petit à petit à la couleur rouge.

Si vous remplissez l'autre verre avec de l'eau chaude, vous aurez une couleur violette, qui se change promptement en cramoisi. L'intensité de la couleur est en proportion de la quantité d'oxide contenue dans l'eau. Si vous en mettez cinq décigrammes (dix grains) dans trois décilitres (une demi-chopine) d'eau froide, la solution sera d'une belle couleur verte; elle se changera en peu d'instans en pourpre foncé, puis, à la fin, en rouge. Si, sur une petite quantité de ce composé, vous versez cent vingt grammes (quatre onces) d'eau, la solution prendra une couleur verte foncée; en y ajoutant une plus grande quantité d'eau, elle prendra une couleur de rose, et, après quelques heures, le liquide deviendra incolore et laissera

déposer un précipité jaunâtre. Quelques gouttes d'acide nitrique, versées dans la solution verte ou pourpre, lui font prendre à l'instant une couleur d'un rouge vif.

Lorsque le caméléon passe plus ou moins lentement du vert au rouge, on observe qu'il présente une série de couleurs qui sont dans l'ordre des anneaux colorés, savoir : *le vert, le bleu, le violet, l'indigo, le pourpre, le rouge*. Non-seulement l'eau froide ajoutée au caméléon produit ces couleurs, mais encore l'acide carbonique libre, le carbonate de potasse, le sous-carbonate d'ammoniaque, et enfin l'eau chaude. On observe même que celle-ci les produit avec plus de rapidité que l'eau froide.

Depuis Schèele, chimiste suédois, auquel est due la découverte du caméléon, les chimistes avaient presque oublié cet intéressant produit.

C'est à M. Chevreul et à MM. Chevillot et Edwards, que nous devons les connaissances précises que nous avons sur cet objet.

Suivant M. Chevreul, la solution verte de caméléon est la combinaison de la potasse caustique avec l'oxide de manganèse; et la solution, qui est devenue rouge par l'acide carbonique, est une combinaison triple de potasse, d'oxide de manganèse et d'acide carbonique; il faut aussi tenir compte de l'eau qui tient ces combinaisons en dissolution; mais la proportion d'eau ne semble pas avoir une influence bien sensible sur leur coloration.

Les caméléons qui sont devenus bleus, violets, indigo et pourpres par l'acide carbonique, sont des réunions de caméléon vert et de caméléon rouge; en effet, si l'on ajoute à celui-ci des quantités de caméléon vert de plus en plus considérables, on obtiendra successivement des liqueurs pourpres, indigo, violettes et bleues. On conçoit d'après cela, comment, en ajoutant par intervalle à du caméléon vert de petites quantités d'acide carbonique ou de carbonate de potasse, on peut obtenir des liqueurs bleues, violettes, indigo et pourpres, et enfin comment on peut obtenir la série inverse, en ajoutant par intervalle à du caméléon rouge de petites quantités de potasse.

Si l'on filtre du caméléon un certain nombre de fois sur un filtre (1) suffisamment grand, les caméléons se décomposeront en potasse qui restera dans l'eau, et en oxide de manganèse d'un jaune brun, qui se fixera au ligneux du papier, en vertu d'une affinité analogue à celle qui détermine la combinaison des étoffes avec les mordans employés en teinture. Une décomposition semblable aura lieu, si l'on introduit du papier dans la solution du caméléon, privée du contact de l'air; enfin les mêmes effets s'observeront avec le caméléon rouge.

(1) Qui doit avoir été lavé à l'acide hydro-chlorique, pour éloigner toute influence de matières étrangères au ligneux du papier.

Filtrez les caméléons bleus, violets, indigo et pourpre, vous décomposerez le caméléon rouge, tandis que le caméléon vert passera au travers du filtre.

L'oxide du caméléon vert est sans doute au même degré d'oxidation que l'oxide du caméléon rouge, et cet oxide contient plus d'oxigène que celui des sels de manganèse, qui sont incolores; mais l'oxide de caméléon paraît moins oxidé que celui de la nature.

MM. Chevillot et Edwards se sont assurés par leurs expériences que la matière colorante du caméléon provenait du manganèse: ils ont reconnu qu'en mélangeant en diverses proportions la potasse avec l'oxide de manganèse, il y avait une absorption plus ou moins grande d'oxigène.

Ayant examiné les phénomènes résultant de la dissolution dans l'eau de ces diverses sortes de caméléon, ils obtinrent les résultats suivans:

1°. Que les combinaisons où il y avait le moins de manganèse, et par conséquent le moins d'oxigène et le plus de potasse, étaient du vert le plus pur et le moins foncé, et qu'elles tardaient le plus à donner les autres nuances.

2°. A mesure que les proportions de manganèse augmentaient, la couleur verte de la dissolution devenait plus intense et passait plus rapidement aux autres nuances, ou en présentait d'autres en même temps.

Ainsi l'on voyait, au fond du vase, le vert le plus foncé et d'une teinte bleue, et du rouge ponceau clair s'élever au haut de la liqueur.

3°. D'autres combinaisons, plus chargées de manganèse et d'oxygène, donnaient de moins en moins du vert et du bleu, jusqu'à ce que certaines combinaisons ne donnassent plus que du pourpre et du rouge dès le premier moment de leur dissolution dans l'eau.

En continuant leur travail, ces deux chimistes ont reconnu que la soude, la baryte et la strontiane peuvent donner, comme la potasse, différentes sortes de caméléons, en s'unissant à l'oxide de manganèse, et en absorbant de l'oxygène; mais, s'attachant principalement au caméléon de potasse dans lequel l'alcali est parfaitement neutralisé, celui qui est d'une belle couleur rouge, ils ont observé que les corps très-combustibles agissent sur lui avec beaucoup d'énergie; qu'ils le décomposent, et s'enflamment souvent avec une forte détonation; le phosphore en produit même une par le simple choc. D'un autre côté, ce caméléon rouge, exposé au feu, se décompose et donne de l'oxygène, de l'oxide noir de manganèse et du caméléon vert, dans lequel la potasse domine.

Les auteurs concluent de ces faits que l'intervention de l'oxygène dans la formation du caméléon, a pour résultat d'oxider davantage le manganèse, et de le convertir en un véritable acide; en

sorte que le caméléon serait un véritable manganésiate de potasse; le caméléon rouge, en particulier, serait un manganésiate parfaitement neutre; et le vert un manganésiate avec excès d'alcali. Cependant ils n'ont pu parvenir à isoler cet acide dont ils admettent l'existence; mais leurs nombreuses expériences leur paraissent assez concluantes pour croire que le caméléon vert ne diffère du rouge que par plus d'alcali.

Soit que l'on verse des acides sur le caméléon vert, ou de l'alcali sur du rouge, on le fait passer également d'une couleur à l'autre; mais l'ébullition et l'agitation peuvent aussi dégager l'excès de potasse de caméléon vert, et le changer en rouge.

Plusieurs acides, mêlés en excès, décomposent tout le caméléon, en s'emparant de la potasse, en dégagant de l'oxygène, et en précipitant le manganèse à l'état d'oxide noir. Le sucre, les gommes et d'autres substances capables d'enlever l'oxygène, décomposent également le caméléon, et l'exposition à l'air produit un effet semblable.

Parmi les divers caméléons, il en est un qui est susceptible de se cristalliser après que l'on en a fait concentrer la dissolution. C'est le caméléon rouge, qui est ordinairement d'une couleur violette et brillante. Il se conserve long-temps à l'air. Il donne à l'eau une belle teinte violette ou pourpre; quelques atômes suffisent pour colorer une grande quantité d'eau. A. H.

CHARBON. Le charbon, que les chimistes nomment carbone lorsqu'il est pur, est un corps simple, combustible, solide, poreux, sans odeur, sans saveur, d'une couleur noire; il est mauvais conducteur du calorique, mais bon conducteur de l'électricité.

Le charbon existe sous trois états bien différens : à l'état de charbon, qui est celui où nous le voyons ordinairement; à l'état d'*anthracite*, qui est un corps fossile semblable à la houille; enfin à l'état de diamant, qui est celui de sa plus grande pureté : le diamant est très-dur, très-brillant et mauvais conducteur de l'électricité.

Le charbon est un des corps les plus fixes et les plus indestructibles de la nature; on peut le conserver dans le feu pendant plusieurs jours en vases clos, sans qu'il éprouve la moindre altération et sans qu'il perde un atôme de son poids.

Il n'en est pas de même lorsqu'il brûle avec le contact de l'oxygène ou de l'air; il forme de l'acide carbonique et laisse pour résidu des *cendres* qui sont un composé d'oxides métalliques et de sels.

Le charbon conserve à peu près la forme et le volume du bois que l'on a carbonisé; mais il pèse beaucoup moins que le bois, puisqu'une grande portion de ses principes a été volatilisée.

Le charbon se combine à une haute tempéra-

ture à l'oxygène avec lequel il a une très-grande affinité et forme du gaz acide carbonique. (Voyez ce mot.) Si le charbon est en excès, on obtient du gaz oxide de carbone.

Le charbon combiné au fer à l'aide d'une forte chaleur, forme de l'acier.

Le charbon se combine encore à l'hydrogène, à l'ammoniaque; à l'azote avec lequel il forme le carbure d'azote ou cyanogène, et au soufre avec lequel il forme le carbure de soufre qui est un liquide très-volatil.

Le charbon nouvellement préparé a la propriété d'absorber certaines quantités de différens gaz : en exposant ce charbon à une chaleur de 100^d à 150^d, on peut en retirer tous les gaz qu'il a absorbés.

Il détruit l'odeur, le goût et la couleur d'un grand nombre de substances végétales et animales.

Le charbon animal, provenant des os calcinés, décolore bien mieux que le charbon végétal; il est composé de phosphate, de carbonate de chaux et de chaux-vive.

Le charbon décolore en raison de sa grande porosité et de sa grande division : son effet est purement mécanique ; on peut en retirer la matière colorante dont il s'est chargé.

En ajoutant de la potasse au charbon végétal, il

devient aussi bon pour la décoloration que le charbon animal.

Le charbon existe en grande quantité dans les végétaux et les animaux.

L'usage de charbonner les pieux pour les rendre plus durables, de mettre de l'eau ou de la viande putride dans du charbon, de l'envelopper dans les habits qui ont une mauvaise odeur, de le mêler au miel, à la mélasse, à l'eau-de-vie, pour enlever leur odeur et leur mauvais goût, etc., est fondé sur les propriétés que nous avons reconnues au charbon.

On se sert encore du charbon pour réduire et extraire les métaux de leurs mines, où ils sont à l'état d'oxides : le charbon s'empare de l'oxigène, il s'échappe en acide carbonique et laisse le métal à nu et revivifié.

Le diamant soumis aux expériences chimiques se comporte de même que le charbon; il brûle avec flamme sans laisser de résidu; comme le charbon, il forme avec l'oxigène l'acide carbonique; comme le charbon, il convertit le fer en acier; il ne diffère du charbon que par l'arrangement de ses molécules et par sa pureté.

Mettre au feu un corps combustible sans qu'il se consume. Voyez COMBUSTION, Expérience I.

EXPÉRIENCE I.

Démontrer que les gaz sont absorbés par le charbon.

PRÉPARATION. Faites chauffer au rouge un morceau de charbon de bois; mettez-le sur le mercure dans une soucoupe que vous recouvrirez d'une petite cloche. Lorsque le charbon sera éteint et refroidi, introduisez-le dans une petite cloche ou une éprouvette contenant du gaz ammoniac, renversez-la sur le mercure, en notant la hauteur à laquelle le gaz se trouve dans la cloche.

Vous pouvez simplement mettre le charbon, après qu'il a été rougi, dans le gaz ammoniac, en renversant toujours l'éprouvette sur le mercure.

EFFET. Après quelques heures, le charbon aura absorbé environ quatre-vingt-dix fois son volume de gaz ammoniac.

En chauffant le charbon dans l'éprouvette au moyen d'une lampe à esprit de vin, on en fera sortir le gaz qu'il avait absorbé.

EXPÉRIENCE II.

Démontrer les effets décolorans et désinfectans du charbon.

Prenez du charbon animal nouvellement préparé, que l'on obtient en chauffant jusqu'au rouge les os les plus compacts de bœuf ou de mouton

dans un creuset dont le couvercle sera luté, mais ayant cependant une petite ouverture pour en laisser échapper les substances volatiles. Lorsqu'il ne sortira plus de flamme par l'ouverture, fermez-la et continuez le feu pendant une demi-heure au moins. Otez alors le creuset du feu et placez-le dans un endroit sec, jusqu'à ce qu'il soit suffisamment refroidi pour être manié; transférez son contenu, sans perdre de temps, dans une bouteille parfaitement sèche, dans laquelle le charbon se conservera intact pendant long-temps, si la bouteille est bien fermée.

Les propriétés de cette poudre de charbon sont vraiment étonnantes. Si vous en mêlez quarante-cinq grammes (une once et demie) avec environ un litre de vinaigre commun ou de toute espèce de vin, il se formera une écume épaisse à la surface; la liqueur, après avoir été reposée pendant vingt-quatre heures, commencera à perdre sa couleur; et dans trois ou quatre jours elle sera toute claire et incolore après avoir été filtrée. L'eau la plus putride et la plus boueuse peut être rendue limpide, sans mauvaise odeur, par une filtration répétée à travers une couche de charbon préparé comme il a été indiqué.

Si vous faites bouillir de la viande *avancée* avec ce charbon, et même avec du charbon de bois, dans de l'eau, ou si vous l'enfermez dans du gaz carbonique, cette viande déjà en putréfaction re-

deviendra fraîche, ferme et sans odeur. Le charbon a aussi une efficacité particulière comme dentifrice ; ses particules sont assez dures pour enlever les concrétions des dents sans en altérer l'émail. D'un autre côté, il neutralise et détruit entièrement l'odeur forte qu'exhale souvent une dent cariée. A. H.

CHARBON FULMINANT qui s'enflamme lorsqu'on verse de l'eau dessus.

Ce composé curieux a été découvert récemment par M. Serullas. En voici la préparation :

PRÉPARATION. Introduisez une quantité quelconque, trente grammes (une once) d'émétique (*tartrate de potasse et d'antimoine*) pulvérisé, dans une fiole de verre, bien enduite extérieurement d'une couche de lut composé de sable et d'argile; adaptez à la fiole un bouchon de craie qui en ferme l'ouverture; placez la fiole sur un réchaud, entourée de charbon allumé graduellement; chauffez avec modération jusqu'à ce que la flamme due à la combustion du gaz hydrogène carboné ait cessé de se montrer autour du cou de la fiole; retirez la fiole, brisez-la lorsqu'elle sera refroidie, et pulvériser la matière qu'elle contient.

Réintroduisez cette substance dans une autre fiole dont vous luterez le bouchon de craie avec du lut d'argile et de sable.

Chauffez plus fortement que la première fois. Il

se produira de nouveau un gaz inflammable, de l'oxide de carbone, dont la disparition annonce la fin de l'opération. Enlevez la fiole, laissez-la refroidir, ôtez le bouchon de craie et remplacez-le par un bouchon de liége.

Le contenu de la bouteille est le charbon fulminant qui est un pyrophore excellent.

EFFET. Exposez des fragmens de ce charbon à l'air, et aspergez-les avec un peu d'eau. Au moment de l'aspersion, l'antimoine en fusion est lancé de toutes parts, et au loin, sous forme de globules enflammées.

EXPLICATION. Par l'action d'une température élevée sur l'émétique, on obtient, indépendamment des produits volatils que nous avons déjà indiqués, une masse spongieuse, formée de potassium, d'antimoine et de beaucoup de charbon, qui s'enflamme vivement à l'air et violemment sur l'eau; une goutte de ce liquide suffit ici pour créer la température initiale, et l'air fait le reste. Il y a une production de chaleur si subite et si intense, qu'elle fond et brûle l'antimoine en un instant si court, que l'œil n'a que le temps de s'en apercevoir.

M. Serullas nomme ce produit *carbure de potassium et d'antimoine*.

OBSERVATIONS. Pour faire cette expérience, il est prudent d'avoir la figure couverte d'un masque, et de projeter l'eau sur le charbon avec un balai mouillé, en se tenant à l'écart.

On peut encore préparer le charbon fulminant en renfermant de l'émétique pulvérisé dans un creuset qu'on lute avec soin; on le fait chauffer au rouge-blanc pendant deux ou trois heures; on obtient, après l'entier refroidissement, une masse charbonneuse que l'on introduit et que l'on conserve dans des flacons à larges goulots, bien fermés avec un bouchon luté.

Il n'est pas facile de faire passer cette matière du creuset dans un flacon, parce que souvent elle s'enflamme et fait explosion.

On y parvient cependant ordinairement en la divisant en gros fragmens dans le creuset même, à l'aide d'une tige de fer qu'on y fait pénétrer par la moindre ouverture possible, c'est-à-dire en retirant un peu le couvercle; on doit y aller à plusieurs reprises et par intervalle de quelques minutes, en refermant le creuset chaque fois et promptement. Ces morceaux de charbon s'enflamment et se brisent lorsqu'on y verse une goutte d'eau.

COAGULATION. On désigne ainsi l'opération par laquelle on fait passer certains corps de l'état de liquidité à celui de solidité.

EXPÉRIENCE I.

Deux liquides transparens mêlés ensemble forment un corps opaque et presque solide.

Mettez dans un verre quelques petites cuillerées d'une solution concentrée de potasse silicée; ajoutez-y graduellement, et goutte à goutte, de l'acide sulfurique : ces deux liquides, remués ensemble avec une baguette de verre, se convertissent en une masse opaque, blanche et presque solide.

EXPLICATION. L'acide sulfurique décompose la potasse silicée, se combine avec son alcali, et forme du sulfate de potasse, qui est un sel absolument insoluble. La terre siliceuse se précipite sous forme de poudre qui se répand parmi la masse et contribue matériellement à lui donner de la solidité. Si l'on y ajoute trop d'acide, le composé devient liquide et transparent.

Préparation de la potasse silicée.

Prenez des pierres à fusil ordinaires, faites-les rougir dans un creuset, et plongez-les ensuite dans l'eau froide. Par ce procédé, elles deviennent fragiles et faciles à pulvériser; mêlez-les, après les avoir réduites en poudre, avec trois fois leur poids de sous-carbonate de potasse; faites fondre ce mélange à une chaleur rouge, mais modérée, dans un creuset ordinaire qui doit être à moitié plein. Aus-

sitôt que la matière entre en fusion, elle se boursouffle considérablement et continue à gonfler jusqu'à ce que l'alcali ait dissous le silex. Le creuset doit rester découvert tant que l'effervescence dure; mais quand elle est finie, couvrez le creuset et augmentez la chaleur jusqu'à ce que le tout se fonde tranquillement; ensuite versez-en le contenu sur une feuille de fer ou sur une pierre plate bien sèche. Cette matière, en se refroidissant, se durcit et prend l'apparence du verre. Cette substance étant pulvérisée et dissoute dans une petite quantité d'eau, forme la potasse silicée liquide. A.

EXPÉRIENCE II.

Miracle chimique.

Les anciens ont donné ce nom pompeux à l'expérience suivante.

PRÉPARATION. Faites une dissolution chargée de nitrate ou d'hydro-chlorate de chaux; faites aussi une dissolution très-concentrée de potasse ou de carbonate de potasse.

EFFET. Si vous mêlez ces deux solutions, il se fera une précipitation très-abondante d'une matière terreuse qui prendra de la solidité, et dont on pourra former une boule assez consistante pour la rouler sur une table.

On fait disparaître cette coagulation et on rend la liquidité au mélange en versant dessus une petite quantité d'acide nitrique.

EXPLICATION. L'acide du nitrate se combine à l'alcali et abandonne la chaux, qui, en se précipitant à l'état de carbonate, absorbe l'eau de la liqueur : si l'on ajoute un acide, il dissout le carbonate de chaux, et le mélange reprend sa liquidité.

EXPÉRIENCE III.

Composer une liqueur qui s'épaissit et devient consistante lorsqu'on la fait chauffer, et qui devient liquide en se refroidissant.

Prenez parties égales de soude ou de sous-carbonate de potasse et de chaux vive bien pulvérisée; mettez-les ensemble dans une quantité d'eau suffisante que vous soumettrez à une forte et prompte ébullition. Filtrez ce qui en résultera; cette liqueur passera d'abord avec difficulté par le filtre, ensuite plus facilement. Conservez-la dans une bouteille bien close; faites-la de nouveau bouillir promptement, soit dans la bouteille, soit dans un autre vase, vous la verrez se troubler et prendre de suite la consistance d'une colle très-épaisse. Laissez-la refroidir, elle reprendra sa transparence et sa liquidité, et cela à plusieurs reprises.

COMBUSTION. La combustion est la combinaison des corps combustibles avec l'oxigène.

La combustion absorbe, fixe et solidifie plus ou moins l'oxigène dans le corps qui est brûlé.

L'oxigène n'est point un corps combustible, il est au contraire le principe comburant, et il active la combustion.

Tous les corps qui peuvent se combiner avec l'oxigène sont combustibles.

Tous les corps simples sont combustibles.

Les corps combinés avec l'oxigène sont appelés corps *brûlés*, *oxidés* ou *oxigénés*. Il y a différens degrés d'oxigénation. *Voyez* GAZ OXIGÈNE.

Les corps que l'on *brûle* augmentent en poids de la quantité d'oxigène avec laquelle ils se combinent.

Les corps ne peuvent brûler qu'en contact avec l'oxigène.

Cependant on regarde aussi la chlore et l'iode comme des soutiens simples de la combustion.

Dans la combustion, outre la solidification de l'oxigène, il y a plus ou moins de calorique mis en liberté, et souvent un dégagement de lumière.

La théorie que nous venons d'exposer sur la combustion, quoiqu'assez généralement admise, n'est pas satisfaisante, car il y a plusieurs cas de combustion dans lesquels l'oxigène, au lieu de se solidifier, devient gazeux pendant l'opération; il en est d'autres où l'oxigène n'est pas même présent.

On pourrait donc, avec M. Brande, ne pas regarder la combustion comme dépendante d'aucun principe particulier ou d'aucune forme de matière; mais on pourrait la considérer comme le résultat

d'une forte action chimique, et la rattacher aux pouvoirs électriques des corps.

EXPÉRIENCE I.

Mettre au feu un corps combustible sans qu'il se consume.

Renfermez, dans un vase de fer, du charbon purifié et pulvérisé; lutez bien, ou mieux, faites souder le couvercle du vase.

Vous pourrez laisser ce vase pendant plusieurs heures, plusieurs jours même, sans que le charbon qu'il contient soit consumé, quoiqu'il soit constamment échauffé jusqu'au rouge; il n'aura aucunement diminué de poids. On peut également mettre le charbon dans un creuset ordinaire, en le recouvrant d'une bonne couche de sable.

EXPLICATION. La combustion, ainsi que nous avons dit, ne peut avoir lieu qu'autant que le corps combustible est en contact avec l'oxygène ou l'air qui est un composé de ce gaz. Ici, comme le vase est hermétiquement clos, le charbon ne peut pas se combiner avec l'oxygène, et par conséquent il ne peut pas brûler.

EXPÉRIENCE II.

Combustion vive hors du contact de l'air, ou volcan artificiel.

PRÉPARATION. Prenez trois parties, en poids, de fleur de soufre, et huit parties de limaille de cuivre; mêlez-les bien; mettez ce mélange dans une large éprouvette ou dans un petit matras de verre que vous placerez au-dessus de la flamme d'un fourneau à lampe.

EFFET. La masse ne tarde pas à s'enfler; il paraît d'abord au fond une petite étincelle de feu qui augmente rapidement en dimension; et enfin toute la masse s'enflamme et présente une combustion brillante. On voit s'élever par couches un monticule présentant en petit l'image de la bouche d'un volcan, ainsi que le cratère et le creux qui est dans le milieu. Il s'élève du centre un tourbillon de vapeurs enflammées.

EXPLICATION. Ce qu'il y a de remarquable dans cette expérience, c'est qu'elle se fait également bien hors du contact de l'oxygène, et même quand le mélange serait sous l'eau. Il paraîtrait donc au premier abord qu'il existe une sorte de combustion sans l'oxygène: on a émis différentes opinions, et l'on a proposé différentes théories pour expliquer ces phénomènes qui paraissent inconciliables avec la théorie actuelle de la combustion;

aussi ce fut une des objections qu'on éleva contre cette théorie.

Les uns ont cru en donner l'explication, en supposant qu'il est resté une petite quantité d'air dans le vase ou dans les substances, ou que la quantité d'air nécessaire a pu être fournie par l'humidité, dont les ingrédients et l'éprouvette ou le matras n'ont point été suffisamment purgés; mais cette explication n'est pas satisfaisante, car la quantité d'air ou d'eau qui pourrait rester quand l'expérience a été faite avec soin, n'est pas suffisante pour fournir la portion d'air nécessaire pour exciter une combustion aussi vive que celle dont il s'agit. D'autres ont expliqué ce phénomène par la théorie qui admet que la lumière existe en combinaison avec tous les corps combustibles : ici elle est combinée avec le cuivre : quand la chaleur est appliquée à ce mélange, le soufre se fond et se combine par conséquent avec une grande quantité de calorique; mais lorsque le soufre s'unit au cuivre, il retourne à l'état solide et il émet beaucoup de calorique. La lumière contenue dans le métal se combine en même temps avec le calorique, et tous deux paraissent sous la forme du feu. C'est au moment de la combinaison que la masse devient rouge par suite du dégagement subit de la chaleur et de la lumière des deux substances qui forment le composé.

Lémery, qui a le premier fait connaître cette ex-

périence sous le nom de *volcan artificiel*, employait un mélange à parties égales de fleur de soufre et de limaille de fer ou de cuivre, réduit en pâte avec un peu d'eau.

M. Sage s'est aussi servi avec avantage de soufre et de fer à parties égales; mais il y ajoute une quantité d'eau suffisante pour qu'elle surnage le mélange d'environ quatre millimètres (deux lignes). A. H.

EXPÉRIENCE III.

Combustion vive de trois métaux mis en contact les uns avec les autres.

Mélez un ou deux grains de potassium avec une pareille quantité de sodium en les frottant ensemble avec la pointe d'un canif, le mélange se fera tranquillement; mais si vous ajoutez à l'alliage de ces deux corps un globule de vif-argent, le composé, en le remuant, s'enflammera de suite et brillera vivement.

EXPLICATION. Cette combustion, qui s'opère pendant la combinaison des trois métaux, paraît analogue à la combustion de la limaille de cuivre avec le soufre, car aucune des parties constituantes de ce composé ne paraît éprouver d'oxidation. On est redevable de cette expérience à M. Edward Forster. A.

EXPÉRIENCE IV.

Combustion curieuse d'une feuille d'étain.

Sur un morceau de feuille d'étain un peu plus grand qu'un feuillet de livre in-douze, et préalablement étendue et bien unie, placez plein une petite cuiller, ou huit grammes (deux gros) de nitrate de cuivre; humectez ce nitrate en l'arrosant avec autant d'eau, mais pas plus qu'il n'en faut pour en faire une pâte liquide, et couvrez-la avec un peu d'étouppes (cela n'est cependant pas absolument nécessaire); pliez ensuite la feuille aussi promptement qu'il est possible autour du nitrate de cuivre; pressez - en les bords et les coins afin d'en exclure l'air. Dans quelques minutes le mélange s'échauffe; une partie du nitrate dissous commence à suinter à travers les feuilles d'étain, et il se dégage une très-grande quantité de gaz nitreux par différentes ouvertures avec des étincelles d'étain enflammé et de petits jets de feu. On facilite le succès de l'opération en arrosant le tout avec un peu d'eau, si l'action est faible, au moment où le gaz paraît vouloir s'échapper.

EXPLICATION. Dans cette expérience, l'acide nitrique du nitrate de cuivre est décomposé par suite de la forte affinité de l'étain pour l'oxygène de l'acide nitrique : le transport de l'oxygène, de l'oxide de cuivre sur l'étain, est si rapide et accompagné d'une

température si élevée, qu'il enflamme ce dernier métal. L'oxide de cuivre est par conséquent ramené à l'état métallique; tandis qu'une portion de l'acide nitrique du nitrate de cuivre retient une autre portion d'oxigène avec laquelle il s'échappe sous la forme de gaz nitreux et produit des vapeurs rouges abondantes.

Pour réussir dans cette expérience, il faut, comme on en a souvent fait la remarque, que le nitrate de cuivre ait un certain degré de fluidité; c'est pourquoi l'on a cité cette expérience dans le but de prouver que la fluidité est nécessaire pour l'action chimique. Mais M. Murray a trouvé qu'elle dépend d'une cause différente, la concentration de l'acide nitrique; car si l'on fait évaporer fortement une solution de nitrate de cuivre, et si l'on emploie ce sel pendant qu'il est encore un peu chaud, quoiqu'il soit parfaitement amolli et même humide, il n'agira pas sur l'étain si l'on n'y ajoute un peu d'eau. C'est donc un exemple d'un fait remarquable, établi par plusieurs expériences directes, savoir : que l'acide nitrique très-concentré n'agit point sur certains métaux, mais qu'il exige l'addition d'une certaine quantité d'eau. A.

Combustion lente des gaz ou des vapeurs inflammables, par le moyen d'un fil de platine. Voyez FLAMME.

Combustion d'un fil d'acier dans le gaz oxigène.
Voyez GAZ OXIGÈNE.

COULEURS. La lumière est l'origine et la cause principale des couleurs.

En décomposant la lumière, on trouve qu'elle est formée de sept couleurs primitives ou rayons, le rouge, l'orangé, le jaune, le verd, le bleu, le pourpre et le violet. Les couleurs que nous distinguons dans les objets colorés, n'appartiennent point proprement à ces objets; elles ne sont que le résultat d'une disposition particulière à ces corps, qui les rend propres à réfléchir tel ou tel rayon coloré préférablement à un autre.

Ainsi donc, les corps paraissent de la couleur qui résulte du rayon ou du mélange des rayons qu'ils réfléchissent.

Un objet opaque paraîtra blanc s'il réfléchit indistinctement tous les rayons lumineux : au contraire il paraîtra noir s'il absorbe tous ces rayons.

M. Biot pense que les couleurs constantes des corps dépendent uniquement du mode d'agrégation de leurs particules; il cite une expérience qui montre évidemment que la transparence ou l'opacité, la coloration ou la privation de toute couleur, ne sont que des modifications résultantes de l'arrangement et des dimensions des groupes ma-

tériels dont les corps se composent : voici cette expérience.

EXPÉRIENCE I.

Prenez du phosphore distillé avec soin et à plusieurs reprises; si vous le fondez dans l'eau chaude, il devient transparent et d'un blanc jaunâtre comme à l'ordinaire : si vous le laissez refroidir lentement, il se solidifie en conservant cette couleur, et reste à demi-transparent ; mais si dans le temps qu'il est fondu, vous le jetez dans l'eau froide en l'agitant avec un tube de verre, pour lui imprimer un refroidissement brusque, il devient subitement opaque et absolument noir. Cependant le phosphore n'a point changé de nature (1); car, en le faisant fondre de nouveau, il reprend sa couleur jaune et sa transparence, et il les conserve en se solidifiant, si on le fait refroidir avec lenteur. Ainsi, le même morceau de phosphore peut à volonté être rendu successivement jaune ou noir, transparent ou opaque.

Si l'on tient du soufre en fusion à une chaleur douce, pendant plusieurs heures, il prend une couleur rouge et une consistance analogue à celle de la cire, propriété qu'il conserve assez longtemps ; mais, si on le plonge dans l'eau, il ne tarde

(1) On présume néanmoins que le phosphore noir est plus hydrogéné que l'autre.

pas à reprendre sa solidité et sa couleur ordinaire. Ces différences tiennent à l'arrangement moléculaire.

Une autre expérience semble confirmer l'opinion de M. Biot ; la voici : si l'on prend avec de la cire noire très-fine, ou avec de l'alliage fusible (*Voyez ce mot*), l'empreinte de la nacre de perle, les surfaces de ces substances acquièrent des couleurs vives et brillantes, de même que la nacre, dont les couleurs résultent uniquement de la constitution de sa surface et des petites rides imperceptibles qui la sillonnent, sans aucun rapport avec la nature de ses particules.

EXPÉRIENCE II.

Produire quatre précipités de différentes couleurs, dans des solutions incolores au moyen d'une liqueur limpide.

Faites dissoudre huit ou dix grains de tartrate d'antimoine et potasse (*émétique*) dans un verre à moitié plein d'eau ; versez dans cette solution de l'hydrogène sulfuré liquide, vous obtiendrez un précipité brillant de couleur orange, qui est un hydro-sulfure d'antimoine.

Ajoutez à une solution d'acide arsénieux de l'hydrogène sulfuré liquide, il en résultera immédiatement un précipité jaune qui est un hydro-sulfure d'arsenic.

Laissez tomber quelques gouttes d'hydro-chlorate d'étain dans un demi-verre d'eau ; ajoutez à ce mélange de l'hydrogène sulfuré liquide, vous obtiendrez un précipité de couleur de chocolat, qui est un hydro-sulfure d'étain.

Ajoutez à un demi-verre d'eau quelques grains d'acétate de plomb, et versez dans le mélange de l'hydrogène sulfuré liquide, vous obtiendrez un précipité noir qui est un hydro-sulfure de plomb.

Il est essentiel que l'hydrogène sulfuré liquide (eau imprégnée de gaz hydrogène sulfuré) soit nouvellement préparé quand il est employé à cet objet. A.

EXPÉRIENCE III.

Changer une couleur bleue en rouge, en vert, en cramoisi ou en pourpre.

Mettez deux ou trois cuillerées de teinture de choux qui est d'une couleur bleue foncée, dans un grand verre, et versez-en la moitié dans un autre verre. Si vous ajoutez une goutte d'acide sulfurique dans un des verres, le bleu prendra une légère teinte cramoisie. En ajoutant à l'autre verre une goutte d'ammoniaque ou une solution de potasse, de soude, de baryte ou de strontiane, le bleu se changera en un vert brillant. Si vous laissez tomber doucement le long des parois intérieures des verres dans la liqueur verte, une seule goutte d'acide sulfurique, la couleur cramoisie paraîtra

au fond du verre , la pourpre au milieu , et la verte à la superficie ; enfin , si vous ajoutez quelques gouttes d'ammoniaque ou de tout autre alcali à la liqueur cramoisie , les couleurs se disposeront d'elles-mêmes dans un ordre inverse.

EXPLICATION. Ces phénomènes prouvent le fait très-important que les couleurs bleues végétales sont changées en rouge par les acides non combinés (Voyez RÉACTIFS et ACIDES), et en vert par les alcalis. Ce changement de la liqueur verte en rouge est occasioné par l'excédent de l'acide que l'on a versé , lequel est plus que suffisant pour neutraliser l'effet chimique de l'alcali , dont l'effet ordinaire est de rendre les couleurs vertes. Le contraire a lieu quand on ajoute un excès d'alcali à la solution rouge. La teinture de choux est par conséquent un réactif certain pour reconnaître les acides et les alcalis ; elle est employée comme telle dans les recherches chimiques. (Voyez RÉACTIFS.) A.

EXPÉRIENCE IV.

Rendre bleue une liqueur incolore , et la décolorer ensuite en y ajoutant un liquide aussi sans couleur.

PRÉPARATION. Mettez dans un verre à moitié plein d'eau une quantité de nitrate de cuivre qui ne soit pas assez grande pour la teindre sensiblement. Si vous ajoutez à cette liqueur de l'ammoniaque qui est aussi privée de couleur , le mélange prendra

une belle couleur bleue qui disparaîtra de nouveau par l'addition de quelques gouttes d'acide sulfurique, nitrique ou hydro-chlorique.

EXPLICATION. L'ammoniaque ajoutée en excès à la solution incolore du nitrate de cuivre, forme un composé triple appelé *nitrate ammoniacal de cuivre*, qui est d'une couleur bleue. Si l'on ajoute un excès d'acide sulfurique à cette liqueur, il se combine avec l'excès de l'ammoniaque, détruit le premier produit et en forme un nouveau qui est un sur-sulfate d'ammoniaque et de cuivre dont la solution étendue est incolore. A.

EXPÉRIENCE V.

Faire une liqueur noirâtre et opaque avec deux liqueurs transparentes.

PRÉPARATION. Faites dissoudre du sulfate de fer dans de l'eau; faites aussi une infusion de noix de galle concassées; filtrez ensuite la solution et l'infusion.

EFFET. Si vous mêlez ces deux liqueurs qui sont transparentes, en quantités égales, le mélange s'obscurcira et deviendra bientôt noir et opaque.

Si vous laissez reposer la liqueur, la partie noire, qui y était d'abord suspendue, tombera au fond et la laissera transparente.

EXPLICATION. Cet effet est dû à la propriété qu'a la noix de galle, de précipiter en noir le fer des

liquides où il est tenu en solution ou en suspension.

APPLICATIONS. Cette expérience donne la raison de la formation de l'encre ordinaire ; car l'encre que nous employons n'est autre chose qu'une solution de sulfate de fer et une infusion de noix de galle avec de la gomme , qui , par sa viscosité , empêche le fer de se précipiter.

EXPÉRIENCE VI.

Faire paraître et disparaître à volonté la couleur de l'encre.

PRÉPARATION. Mettez un peu d'encre dans un verre ; versez-y peu à peu quelques gouttes d'acide sulfurique , la liqueur deviendra transparente. Mais si vous y versez ensuite de la dissolution de sous-carbonate de potasse , elle reprendra sa couleur noire.

EXPLICATION. L'acide sulfurique dissout d'abord le fer précipité par la noix de galle , et la liqueur devient transparente ; mais si vous versez du sous-carbonate de potasse , celui-ci se combine à l'acide sulfurique et en neutralise l'effet : la noix de galle réagit alors sur le fer et le précipite de nouveau en noir.

On peut recommencer cette expérience plusieurs fois avec la même encre.

● EXPÉRIENCE VII.

Faire une eau transparente avec deux liqueurs colorées.

PRÉPARATION. Prenez environ cinquante centigrammes (dix grains) de cuivre; mettez-les dans un flacon avec trente grammes (une once) d'ammoniaque; agitez le mélange de temps en temps, décantez-le après cinq ou six jours d'infusion, vous aurez alors une dissolution d'un beau bleu foncé.

Versez sur cette liqueur quelques gouttes d'acide sulfurique noirci par la lumière.

EFFET. A l'instant la liqueur deviendra transparente.

EXPLICATION. L'acide sulfurique dissout le cuivre légèrement oxidé par l'action de l'ammoniaque et de l'air, et qui donnait la couleur bleue au mélange.

● EXPÉRIENCE VIII.

Liquide sans couleur, qui paraît bleu lorsque la bouteille qui le contient est ouverte, et qui redevient incolore lorsque la bouteille est refermée.

Mettez, dans une fiole d'une once, un morceau de cuivre bien décapé; remplissez la fiole avec de l'ammoniaque, et bouchez-la hermétiquement, vous n'apercevrez aucun changement apparent; mais si vous laissez la bouteille ouverte pendant quelques heures, et si vous la refermez ensuite,

la solution de la couleur sera faite, quoique la liqueur paraisse incolore : ouvrez de nouveau la bouteille, le liquide deviendra bleu en commençant par la surface, et peu à peu la couleur se répandra dans toute la liqueur. Si cette solution bleue n'a pas été exposée trop long-temps à l'air, et si vous y remettez de nouveau quelques morceaux de cuivre, en refermant la bouteille, la liqueur perdra entièrement sa couleur, mais elle redeviendra bleue, si l'on débouche la bouteille. Cet effet peut se reproduire à différentes fois.

EXPLICATION. L'ammoniaque n'a point d'action sur le cuivre à l'état métallique; mais il est soluble dans cette liqueur, quand il est oxidé; cette oxidation se fait par l'influence de l'oxigène quand l'air atmosphérique est admis. Lorsque le cuivre n'est que légèrement oxidé, le composé est incolore; mais il prend une couleur bleue lorsque le métal est oxidé à un plus haut degré.

Cette couleur d'azur est de nouveau détruite par l'addition d'une plus grande quantité de cuivre et par l'exclusion de l'air, parce que le métal ajouté nouvellement prive celui qui est contenu dans la liqueur à l'état d'oxide, de sa surabondance d'oxigène, pour se dissoudre aussi dans le liquide. La solution du cuivre dans l'ammoniaque au minimum d'oxidation est par conséquent sans couleur; mais si le métal est fortement oxidé, la solution est d'une couleur bleue. A.

EXPÉRIENCE IX.

Changement curieux de couleurs.

Mettez des copeaux de bois d'Inde dans un tamis de soie, et recueillez la poudre fine qui en est séparée.

Si vous mettez une pincée de cette poudre dans un verre d'eau, la liqueur prendra à l'instant une couleur rouge semblable à celle du vin.

Si vous versez cette liqueur dans un autre verre préalablement rincé avec quelques gouttes de vinaigre, elle prendra une belle couleur d'eau-de-vie.

Si vous y ajoutez un peu de potasse, elle reprendra sa couleur primitive.

Enfin, si vous y ajoutez un peu d'alun, elle deviendra noire comme de l'encre.

On peut faire ainsi extemporanément du vin, de l'eau-de-vie et de l'encre.

On trouve dans la Magie blanche de Decremps l'expérience suivante :

« Un physicien nous montra sept bocaux remplis de liqueurs différemment colorées, et nous dit : Messieurs, je ne fais point comme le vulgaire des chimistes qui, pour changer la couleur d'une substance liquide, en versent une autre, qui, par le mélange, produit ce changement. Je ne verserai rien, je ne toucherai point à mes bocaux, et cependant, à votre commandement, ils changeront tous de couleur. Alors, à mesure que nous

l'ordonnions et sans qu'on touchât à l'appareil, le bocal jaune devint vert, le bleu fut changé en cramoisi, le rouge devint bleu, et le bleu parut violet; le brun fut aussi changé en jaune, le rouge en noir, et le vert en rouge.

Cette expérience nous surprit d'autant plus, que nous ne pouvions entrevoir aucun moyen naturel de l'exécuter; mais nous fûmes encore plus surpris, lorsqu'on opéra sur trois autres bocal; car l'un qui était vert, perdit sa couleur pour la reprendre ensuite au commandement, et tandis que le second qui était rouge, devenait noir, pour recouvrer ensuite sa première couleur; le dernier qui contenait une liqueur limpide, devint alternativement noir, transparent, et encore noir.

Si nous eussions vu verser dans les bocal quelque liqueur ou quelque poudre, nous aurions attribué à cette cause des effets qui auraient été alors beaucoup moins surprenans; mais ne voyant absolument rien de cette nature, et voulant cependant tâcher de découvrir quelque moyen d'expliquer de pareils phénomènes, nous priâmes le physicien chimiste de vouloir bien réitérer ses expériences, en lui disant qu'on ne pouvait se lasser de les voir et de les admirer.

Nec vidisse semel satis est, juvat usque morari.

Ce ne serait qu'avec bien de la peine, nous dit-il, que je pourrais recommencer, et j'aurais besoin pour

cela de quelques préparatifs; mais si vous voulez savoir par quel art je produis ces petites métamorphoses, apprenez que tous mes bocaux adaptés à ma commode, communiquent, par un tuyau caché, à des vases qui sont un peu plus élevés dans la chambre voisine, et que par conséquent lorsque mon domestique verse secrètement dans quelques-uns de ces vases une certaine liqueur, elle se glisse aussitôt dans le bocal correspondant, pour y produire les changemens qui viennent de vous surprendre.

Il nous donna ensuite la recette des liqueurs qu'il fallait mettre dans les vases et dans les bocaux, et je vais en faire présent à mes lecteurs.

1°. *Pour faire changer le jaune en vert.*

Le bocal doit contenir de la teinture de safran, et le domestique caché dans la chambre de derrière doit verser dans le vase de la teinture de roses rouges.

2°. *Pour changer le bleu en cramoisi.*

Teinture de violettes dans le bocal, et esprit de soufre (*acide sulfureux*) dans le vase.

3°. *Pour changer le rouge en bleu.*

Dans le bocal, teinture de roses rouges, et dans le vase, esprit de corne-de-cerf (*carbonate d'ammoniaque*).

4°. *Pour changer le bleu en violet.*

Dans le bocal, teinture de violettes, et dans le vase, de la dissolution de cuivre.

5°. *Pour changer le brun en jaune.*

Du *lixivium* dans le bocal, et de la dissolution du vitriol de Hongrie (*sulfate de cuivre*) dans le vase.

6°. *Pour changer le rouge en noir.*

Dans le bocal, de la teinture de roses, et dans le vase, de la dissolution de vitriol de Hongrie.

7°. *Pour changer le vert en rouge.*

De la dissolution de cuivre dans le bocal, et de la teinture de *cyanus* dans le vase.

8°. *Pour ôter et rendre sa couleur au vert.*

Dans le bocal, dissolution de cuivre, et dans le vase, 1° de l'esprit de nitre (*acide nitrique*); 2° de l'huile de tartre (*sous-carbonate de potasse liquide*).

9°. *Pour faire que le rouge devienne noir et ensuite rouge.*

Dans le bocal, teinture de roses, et dans le vase, 1° dissolution de vitriol (*sulfate de fer*); 2° huile de tartre.

10°. Pour faire qu'une liqueur limpide devienne successivement noire, transparente et encore noire.

Dans le bocal, de l'infusion de noix de galle, et dans le vase, 1° dissolution de vitriol (*sulfate de fer*); 2° huile de vitriol (*acide sulfurique*); 3° huile de tartre, etc., etc.

EXPÉRIENCE X.

Détruire et faire reparaitre à volonté la couleur d'un ruban.

Plongez un morceau de ruban rose dans un mélange de trente grammes (une once) d'acide nitrique, et de deux cent cinquante grammes (huit onces) d'eau ordinaire, sa couleur disparaîtra; mais si vous le mettez ensuite dans un verre d'eau, avec un peu d'argile ou de terre de pipe, la couleur du ruban reparaitra aussitôt en agitant un peu le verre.

Quelques escamoteurs se servent de cette expérience pour en imposer sur les propriétés de leurs pierres à détacher.

CRISTALLISATION. On appelle ainsi la manière dont certains corps solides affectent des formes régulières et constantes par l'effet de l'attraction de leurs molécules intégrantes.

On donne le nom de *cristaux* aux solides qui

sont disposés de cette manière : ce sont des polyèdres terminés par des facettes planes, unies, régulières et quelquefois très-brillantes.

Pour faire cristalliser un corps, il faut qu'il soit à l'état liquide ou aériforme, parce que ses molécules doivent se mouvoir librement pour s'arranger d'une manière régulière; on enlève ensuite l'excédent du liquide par l'évaporation, ou on soustrait la portion de calorique qui le tenait à l'état aériforme.

Si la cristallisation s'opère lentement, les molécules s'unissent avec une grande régularité; si elle est faite avec précipitation, les cristaux sont irréguliers et confus.

La lumière favorise beaucoup la cristallisation des sels, etc.

Malgré la grande variété des formes des cristaux, M. Haüy a démontré qu'il n'y a que trois formes de particules intégrantes.

1°. Le parallépipède ou le prisme qui a pour base une parallélogramme

2°. Le prisme à base triangulaire.

3°. Le tétraèdre ou la pyramide qui a pour base un triangle.

Mais, comme ces particules peuvent s'unir de différentes manières, soit par leurs faces, soit par leurs angles, ils composent des cristaux de diverses formes. Les formes primitives ont été réduites à six, savoir :

- 1°. Le parallépipède, ou le prisme qui a pour base un parallélogramme.
- 2°. Le tétraèdre régulier, ou la pyramide; qui a pour faces des triangles équilatéraux.
- 3°. L'octaèdre à huit faces triangulaires.
- 4°. Le prisme qui a pour base un hexagone régulier.
- 5°. Le dodécaèdre à douze plans rhombes égaux et semblables.
- 6°. Le dodécaèdre à plans triangulaires isocèles.

EXPÉRIENCE II.

Faire cristalliser un métal.

Faites fondre du bismuth dans une cuiller de fer; laissez-le refroidir doucement et tranquillement jusqu'à ce qu'il forme une légère croûte à sa surface; ensuite, au moyen d'un fer pointu, faites deux petites ouvertures opposées à travers la croûte, et versez vite la portion liquide par un de ces trous, aussi soigneusement et avec le moins de mouvement qu'il est possible, pendant que l'air entre par l'autre ouverture. Quand le vase sera refroidi, et après avoir enlevé la croûte supérieure au moyen d'un ciseau, vous verrez une cavité en forme de coupe, ornée de cristaux très-brillans, plus ou moins réguliers, suivant la quantité du métal employé, la tranquillité, la lenteur et l'adresse avec laquelle la portion liquide a été séparée de la

partie cristallisée au moment où elle commençait à se solidifier.

On peut produire le même effet en fondant le métal dans un creuset percé au fond d'un trou exactement fermé par un bouchon de fer; on fait écouler par cette ouverture le métal, lorsqu'il commence à se congeler. Par ce moyen, la partie supérieure qui est liquide en est séparée, et l'on obtient un gâteau cristallisé en dessous.

On peut encore faire la même expérience avec du soufre.

EXPLICATION. La cristallisation, dans quelques circonstances que ce soit, a lieu uniquement par la force d'attraction qui existe entre les molécules intégrantes des corps, laquelle tend à les rapprocher et à les unir les uns aux autres. Pour faire cristalliser les corps, il est d'abord nécessaire, comme nous l'avons dit, de les amener à l'état le plus complet de disgrégation, ce qui, dans le cas dont il s'agit, est effectué par l'action de la chaleur.

Le corps étant rendu fluide, ses parties ont toute liberté de se mouvoir; rien ne s'oppose à leur arrangement symétrique; et comme l'agent (le calorique) qui tient les molécules de ce corps à une certaine distance, est soustrait petit-à-petit, elles peuvent alors exercer librement leur attraction réciproque, et prendre des formes symétriques régulières. Ces formes varient dans les diverses

espèces de composés chimiques susceptibles de se cristalliser. A. H.

EXPÉRIENCE II.

Cristallisation opérée par la sublimation.

Mettez une ou deux petites cuillerées d'acide benzoïque dans une fiole ou un matras, appliquez au fond une chaleur douce au moyen d'un fourneau à lampe, (figure 31, planche I). L'acide benzoïque se volatiliserà sous la forme de vapeurs blanches qui se condenseront de nouveau et se cristalliseront dans la partie supérieure de la bouteille, sous forme de cristaux. A.

EXPÉRIENCE III.

Cristallisation de la chaux.

PRÉPARATION. Renfermez de l'eau de chaux sous le récipient d'une machine pneumatique, et placez à côté un vase contenant de l'acide sulfurique concentré.

EFFET. Vous verrez la chaux cristalliser en hexaèdres réguliers, coupés perpendiculairement à leur axe et transparents.

Ces cristaux contiennent

Chaux 0,70

Eau 0,30

c'est-à-dire une proportion de chaux et une proportion d'eau comme tous les hydrates alcalins que M. Gay-Lussac nomme *hydroxures*.

EXPERIENCE IV.

Autre exemple de cristallisation.

PRÉPARATION. Faites dissoudre, à l'aide de la chaleur, une certaine quantité de sous-borate de soude (*borax*) dans de l'eau; lorsque cette eau sera parfaitement saturée, mettez-la dans un plat ou une capsule large et peu profonde, et versez par dessus de l'acide sulfurique concentré.

EFFET. Il se fait une forte effervescence; le sous-borate est décomposé par l'acide, et l'on voit en peu d'instans de très-beaux cristaux qui tapissent les parois du vase. Ce précipité cristallin est écailleux et presque uniquement composé d'acide borique.

EXPERIENCE V.

Singulière cristallisation instantanée.

PRÉPARATION. Faites une solution concentrée de sulfate de soude (*sel de Glauber*), en ajoutant graduellement une portion de ce sel à de l'eau maintenue à l'état d'ébullition, jusqu'à ce que le liquide ne puisse plus en dissoudre [quarante-cinq grammes (une once et demie) d'eau bouillante peuvent dissoudre soixante grammes (deux onces) de sel]. Cela fait, versez la solution, encore bouillante, dans une fiole à médecine ordinaire, préalablement chauffée; bouchez-la de suite, ou liez des morceaux de

vessie mouillée autour de l'orifice de la fiole, pour empêcher l'accès de l'air dans la solution; posez ensuite la fiole dans un lieu tranquille, sans la remuer, la solution se refroidira au degré de la température de l'air, et restera parfaitement liquide; mais dès que le bouchon sera ôté, et que l'air atmosphérique s'introduira dans le flacon, elle commencera à cristalliser dans sa partie supérieure, et formera des cristaux semblables à du satin fin, qui tomberont au fond après quelques secondes, comme un nuage blanc épais. Pendant cette expérience il se dégage assez de chaleur pour échauffer très-sensiblement la fiole. Quand la cristallisation est terminée, toute la masse devient ordinairement si solide, qu'en renversant le vase il n'en tombe pas une goutte.

Si la cristallisation ne se fait pas de suite en débouchant la fiole, il suffit, pour la déterminer, d'y jeter un petit fragment du même sel, ou même de toucher la solution avec ce sel.

La même solution peut servir un grand nombre de fois à la même expérience: tout ce qu'il faut faire, c'est de placer la fiole dans l'eau bouillante jusqu'à ce que le sel soit totalement redissous.

EXPLICATION. Ce phénomène a été attribué à l'influence de la pression atmosphérique sur la solution du sel. La liqueur saturée de sel étant versée bouillante dans la fiole, on en expulse une partie de l'air, et la partie vide de la fiole se remplit de

vapeurs. En fermant le vase et en laissant refroidir le liquide, les vapeurs se condensent, et il se forme un vide partiel à la surface de la liqueur. La pression de l'atmosphère étant ainsi diminuée, l'eau, à ce que l'on suppose, conserve la propriété de tenir en solution tout le sel qu'elle a dissous à la température de l'ébullition; mais aussitôt que la pression ordinaire de l'atmosphère est rétablie, en ôtant le bouchon, l'eau ne peut plus tenir la même quantité de sel en solution.

Le dégagement de chaleur est dû au calorique latent de la solution qui est mis en liberté pendant son passage de l'état solide à l'état liquide.

Cette explication n'est cependant pas satisfaisante, car M. Redman Coxe, de Philadelphie, a démontré (1), dans une série d'expériences bien dirigées, que le passage subit de la solution saline, de l'état liquide à l'état solide, n'est pas entièrement dû à la pression atmosphérique, et que d'autres causes que l'on n'a pas encore découvertes, agissent évidemment dans ce cas. A.

EXPÉRIENCE VI.

Cristallisation curieuse du sel.

PRÉPARATION. Faites dissoudre du sel ordinaire dans de l'eau chaude; exposez cette dissolution à un grand degré de froid; au moment où elle

(1) Annals of Philosophy, vol. 6.

commence à se cristalliser, transvasez-la rapidement.

EFFET. Il se forme aussitôt dans toute la dissolution des paillettes de sel, de forme hexagone, qui, en se précipitant très-lentement, augmentent dans toutes leurs dimensions, et, par leur extrême ténuité, réfléchissent avec beaucoup d'éclat toutes les couleurs de l'iris.

Ce beau phénomène a lieu avec d'autres sels; mais avec le deuto-chlorure de sodium (le sel) il est beaucoup plus sensible par la surface plus étendue que prennent les paillettes.

EXPÉRIENCE VII.

Moyen d'obtenir de grands et beaux cristaux artificiels.

C'est à M. Leblanc que nous sommes redevables de la méthode ingénieuse de faire artificiellement et à volonté des cristaux de toutes les dimensions et de toutes les formes. Voici son procédé :

Faites dissoudre dans de l'eau le sel que vous voulez faire cristalliser, par exemple, de l'alun; concentrez doucement cette dissolution par l'évaporation, à un tel degré, que le sel se cristallise en se refroidissant, ce que l'on connaît en en faisant refroidir une goutte sur une feuille de verre ou sur un autre corps. Alors, ôtez la solution; quand elle est bien refroidie, décantez la portion liquide qui est

sur les cristaux qui se sont formés au fond du vase, et mettez-la dans un autre vase à fond plat; lorsqu'elle sera reposée pendant quelques jours, il s'y formera des cristaux isolés d'alun; ensuite les cristaux commenceront à se former à quelque distance les uns des autres, et ils croîtront graduellement en grosseur. Choisissez les plus réguliers; placez-les dans un vase à fond plat, à quelque distance les uns des autres; versez par-dessus une certaine quantité du liquide concentré, obtenu par l'évaporation d'une solution d'alun, jusqu'à ce qu'il se cristallise par le refroidissement. Changez la position de chaque cristal, au moins une fois par jour, avec une baguette de verre, afin que toutes les faces en soient alternativement exposées à l'action du liquide; car le côté sur lequel le cristal repose, ou qui se trouve en contact avec le vase, ne prend aucun accroissement; peu à peu les cristaux s'accroîtront en dimension: quand ils seront parvenus à une grosseur telle qu'on puisse aisément distinguer leur forme, choisissez les plus parfaits, ou ceux dont les formes sont les plus exactes, ou celles que vous desirez obtenir; mettez-les séparément dans un vase plein du même liquide, et retournez-les plusieurs fois par jour de la manière indiquée. Par ce moyen, ils prendront à peu près la dimension que vous souhaitez.

Quand les cristaux sont restés pendant un certain temps dans la liqueur, la quantité d'alun qu'elle

tient en solution est tellement diminuée, que le liquide commence à réagir sur le cristal, et à le redissoudre. Cette action se fait d'abord remarquer sur les angles du cristal; ils s'émousent, et peu à peu ils perdent leur forme. Quand vous commencerez à vous en apercevoir, enlevez la liqueur et remplacez-la par de nouvelle; sans cela le cristal sera nécessairement détérioré.

On peut, à volonté, faire augmenter les cristaux en grosseur et en grandeur, principalement s'ils ont une forme régulière. Ils augmenteront en longueur, s'ils sont couchés sur le côté, et en grosseur, s'ils sont placés sur leur base. A.

DENSITÉ. On entend par cette expression la quantité de matière que contient un corps sous un volume déterminé.

Un corps a d'autant plus de densité, que sa masse ou son poids est plus considérable, et son volume plus petit.

L'air est moins dense que l'eau; celle-ci est moins dense que le mercure.

La densité des corps est ce qui détermine leur pesanteur spécifique.

La densité des corps éprouve des altérations par leur combinaison chimique.

EXPÉRIENCE I.

Grande augmentation de densité par une combinaison chimique.

PRÉPARATION. Faites deux balles de cuivre dans un moule ; fondez-les ensuite dans un creuset avec deux balles d'étain de la même dimension ; faites de nouveau des balles avec le mélange fondu , et dans le même moule.

EFFET. Vous ne ferez alors que trois balles , dont le poids égalera celui des quatre balles avant leur alliage. A.

Voyez PÉNÉTRATION DES LIQUIDES.

EAU. L'eau ou oxide d'hydrogène est une liqueur transparente, insipide, incolore, sans odeur, élastique et compressible.

L'eau n'est point une substance simple, un élément, comme on l'a cru pendant long-temps ; elle est composée de deux corps gazeux, l'oxigène et l'hydrogène. Elle contient environ quatre-vingt-huit parties d'oxigène et douze d'hydrogène, en poids ; ou une partie d'oxigène et deux parties d'hydrogène en volume.

La recomposition de l'eau, une des belles découvertes de la chimie moderne, confirme l'analyse de ce corps ; car en unissant, par la combustion, quatre-vingt-huit parties d'oxigène et douze

d'hydrogène, on obtient cent parties d'eau pure. Ces découvertes sont dues à Lavoisier et à Monge.

L'eau, telle que la nature nous l'offre, n'est jamais pure : elle contient toujours quelques substances étrangères à sa nature, parce qu'elle dissout, dans la terre et à sa surface, de l'air, des gaz acides, divers sels, etc. ; elle dissout même les pierres les plus solides ; on la purifie par la distillation et la filtration.

L'eau se trouve dans la nature sous trois états physiques : à l'état liquide, à l'état de vapeurs ou de nuages, etc. ; et à l'état solide ou de glace. Ces trois manières d'être ne changent rien à son essence.

La liquidité de l'eau vient de ce qu'elle est combinée à une assez grande quantité de calorique. Si l'on augmente cette quantité, l'eau passe à l'état de vapeurs.

Si, au contraire, on soustrait ce calorique combiné avec l'eau, elle passe de l'état liquide à l'état concret, et forme un corps solide cristallisé qui est de la glace.

Exposée à l'action du feu, dans un vase ouvert et sous la pression moyenne de l'atmosphère, l'eau bout constamment à 100^d. centigrades qui correspondent à 80^d. du thermomètre de Réaumur et à 212^d. du thermomètre de Fahrenheit.

Lorsque l'eau commence à bouillir en vase ouvert, sa température ne s'élève plus, quel que soit le degré de chaleur auquel on l'expose. L'ex-

cès de calorique est employé à former des vapeurs.

Il n'en est pas de même lorsque l'eau est contenue dans un vase clos; alors sa température augmente considérablement; ses vapeurs acquièrent une tension et une force capables de produire les plus grands effets. C'est sur ce principe que sont construites les machines à vapeur, dont la force égale celle de 60 à 100 chevaux.

L'eau en vapeurs, à la température de 100° c., et sous la pression moyenne de l'atmosphère, occupe un espace dix-sept cents fois plus grand que celui qu'elle a à l'état liquide. Cette vapeur est par conséquent très-légère. La pesanteur spécifique de l'air étant considérée comme = 1, celle de la vapeur d'eau est = 0,6235.

La vapeur de l'eau est invisible lorsqu'elle passe dans un air sec et chaud. Mais si cet air est humide et froid, la vapeur y devient transparente et forme un nuage d'un gris blanc. C'est ce que nous voyons dans l'hiver, lorsque nous respirons à l'air ou dans un appartement échauffé.

La pression de l'air ou toute autre pression influe aussi sur le degré de l'ébullition de l'eau; moins cette pression est grande, et plus la température à laquelle elle entre en ébullition est basse. (Voy. CALORIQUE, Expérience XXII.)

L'eau chargée de sels ne bout qu'à une température supérieure à 100° centig.

L'eau se sature de sels à des doses bien différentes, et qu'il est important de connaître.

Ordinairement ce mélange se refroidit. (*Voyez CALORIQUE*, § 4.)

La pression influe aussi sur le pouvoir dissolvant de l'eau. (*Voyez CRISTALLISATION*, Expérience V.)

L'eau saturée d'un sel peut encore dissoudre d'autres sels.

L'eau s'unit à un grand nombre de corps, et elle favorise singulièrement leur combinaison réciproque.

En se solidifiant par le froid, l'eau prend un accroissement de volume dû à la cristallisation de la glace; cet accroissement commence même un instant avant la congélation; de sorte que la plus grande densité de l'eau est à 4^{d.}, environ, au-dessus du 0 thermométrique, qui est le degré de la glace fondante. La glace a donc une pesanteur spécifique moindre que celle de l'eau; la preuve, c'est qu'elle y surnage.

C'est aussi à l'augmentation de volume de l'eau qui se congèle, qu'est due la rupture des vases où elle est contenue.

Il y a production sensible de chaleur dans le moment où l'eau passe à l'état solide (*Voy. CALORIQUE*) : elle cède alors son calorique aux corps environnans.

En passant de l'état solide à l'état liquide, elle

produit du froid, parce qu'elle enlève du calorique aux corps environnans.

Quoique la glace soit un corps solide et très-dur, elle s'évapore considérablement, et même plus que l'eau, en temps égal.

Dans les corps poreux et dans les tubes d'un diamètre très-étroit et capillaire, l'eau s'élève au-dessus de son niveau et produit des phénomènes très-remarquables.

Comme l'on peut aisément obtenir l'eau pure, on la prend pour étalon, auquel on rapporte le poids de tous les autres corps : sa pesanteur spécifique est prise pour l'unité que l'on exprime par 1,000. Un litre d'eau au maximum de densité à $+ 4$ d., pèse 1,000 grammes, puisque le gramme n'est que le poids absolu d'un centimètre cube d'eau pure à cette température.

M. Thenard est parvenu à saturer l'eau d'oxygène; elle en contient alors huit cent cinquante fois son volume. Dans cet état de saturation, elle a des propriétés toutes particulières; sa densité est de 1,453; elle attaque l'épiderme presque tout-à-coup, produit des picotemens sur la peau, la blanchit, et finirait par la détruire : elle a une saveur qui se rapproche de celle de l'émétique. Son action sur l'oxide d'argent est des plus violentes; chaque goutte de liqueur que l'on fait tomber sur l'oxide d'argent sec produit une véritable explosion, et il se développe tant de chaleur, que,

dans l'obscurité, il y a eu même temps un dégagement de lumière très-sensible.

— L'eau oxigénée agit avec violence sur plusieurs autres oxides et plusieurs métaux.

Dans certains cas, c'est l'oxigène de l'eau et quelquefois celui de l'oxide qui se dégage; mais dans d'autres cas, une partie de l'oxigène se combine au métal même.

Les acides rendent l'eau oxigénée plus stable.

EXPÉRIENCE I.

Décomposition de l'eau.

L'eau peut être décomposée ou réduite à ses éléments, par un grand nombre de procédés dont voici les plus intéressans.

1°. On fait passer de l'eau à travers un tube de fer chauffé au rouge (planche II, fig. 50); l'oxigène de l'eau se combine avec le fer, et forme un oxide de fer, tandis que l'hydrogène se dégage à l'état de gaz. (*Voy. GAZ HYDROGÈNE, Expérience II.*)

— Si l'on additionne l'augmentation de poids du fer dans lequel s'est fixé l'oxigène, et le poids du gaz hydrogène, on trouvera que ces deux sommes réunies forment *juste* le poids de l'eau qui a été décomposée.

L'expérience réussit également avec un tube de cuivre, de verre ou de porcelaine, quand on y introduit quelques morceaux de lames de fer.

2°. On met de la limaille de fer ou de zinc dans de l'eau, avec de l'acide sulfurique; l'eau est décomposée; son oxigène oxide le métal, et son hydrogène se dégage. (*Voyez* GAZ HYDROGÈNE, Expérience I.)

3°. La décomposition par l'électricité voltaïque jette encore plus de lumière sur la composition de l'eau, puisqu'elle présente séparément l'oxigène et l'hydrogène sous la forme gazeuse. L'oxigène se dégage au fil positif, et l'hydrogène au fil négatif: on reçoit ces gaz dans des cloches, et l'on obtient constamment, pour résultat, un volume d'oxigène et deux volumes d'hydrogène. Si l'on mêle ces gaz, et si on les fait détoner, on recomposera de l'eau pure en quantité égale à celle qui a été décomposée.

APPLICATIONS. On éteint les corps embrasés, quand on les couvre d'eau pour les dérober au contact de l'air; mais on augmente l'incendie lorsqu'on en verse une petite quantité dans un foyer très-ardent. Cette liqueur se décompose. L'oxigène qui s'unit aux matières combustibles, et l'hydrogène qui s'allume avec elles, ne servent qu'à rendre la combustion plus rapide.

On a remarqué cet effet dans plusieurs violens incendies.

EXPÉRIENCE II.

Recomposition de l'eau.

Il ne suffit pas d'avoir décomposé l'eau en ses principes constituans, l'oxigène et l'hydrogène; il faut, pour une pleine conviction, reformer de l'eau avec les élémens qui ont résulté de sa décomposition.

L'appareil nécessaire pour cette expérience est dispendieux et compliqué; on peut la faire d'une autre manière plus simple, ainsi qu'il suit :

Remplissez une cloche de gaz oxigène; prenez aussi une vessie pleine de gaz hydrogène, pourvue d'un robinet et d'un long tube de cuivre en forme d'*S*, se terminant en pointe très-fine. En pressant la vessie, un courant de gaz s'échappera du tube; on y mettra le feu, et on le placera avec précaution sous la cloche de gaz oxigène, qui doit être renversée sur la tablette de la cuve chimique. Par cette correspondance, le courant de gaz hydrogène se brûlera dans une portion de gaz oxigène déterminée. En continuant la combustion pendant un temps suffisant, l'eau de la cuve montera graduellement dans la cloche. Cependant, par la première impression de la chaleur, une légère quantité de gaz s'échappe de la cloche, ce qui rend difficile à déterminer le degré d'absorption qui a lieu ensuite. Mais on peut prévenir cette perte en

faisant usage d'une cloche avec une douille ou un robinet à sa partie supérieure; on y adaptera une vessie vide. L'air dilaté, au lieu de s'échapper à travers l'eau de la cuve, entrera dans la vessie. Quand l'expérience sera terminée et quand les vaisseaux seront refroidis, on pourra reconnaître, en faisant sortir le gaz de la vessie, quelle est la quantité d'oxygène consumé.

Par l'inflammation lente mais continue du gaz hydrogène dans l'air commun, il se formera une quantité d'eau suffisante pour en démontrer la composition. Cela peut se faire de la manière suivante:

Remplissez de gaz hydrogène une vessie pourvue d'un robinet avec un tube; ayez un grand globe de verre avec deux ouvertures opposées l'une à l'autre. Mettez le feu au courant de gaz hydrogène sortant du tube, et introduisez-le dans le centre du globe. La combustion doit être continuée, s'il est nécessaire, jusqu'à ce que tout l'air inflammable soit brûlé; vous verrez alors des gouttes d'eau couler le long des parois intérieures du globe.

EXPLICATION. La disparition des gaz dépend de l'union de leurs bases, qui a lieu pendant leur inflammation, et ils forment de l'eau, comme on vient de le dire.

Le pistolet électrique est un instrument inventé pour faire détoner un mélange d'air inflammable et d'air commun, par le moyen de l'étincelle élec-

trique. La force de l'explosion chasse avec violence un bouchon ou tout autre corps solide.

Chaque fois que l'on fait détoner le pistolet, il se forme une petite quantité d'eau, et lorsque l'expérience est répétée plusieurs fois avec le même pistolet, sa surface intérieure est très-sensiblement humectée. (*Voyez GAZ TONNANT.*) A. H.

EXPÉRIENCE III.

L'eau dissout des corps solides.

Mettez un gramme ou deux de sulfate de soude dans une fiole, et versez assez d'eau dessus pour la remplir exactement : l'air contenu dans les pores du sel se dégagera bientôt, et il se dissoudra seulement une petite portion du sel, d'après les principes connus; mais agitez la fiole, le sel disparaîtra, et il se dégagera une nouvelle portion d'air pendant la solution.

L'air qui se dégage en dernier lieu paraît venir de l'eau, parce que l'affinité entre ce liquide et le sel est plus forte qu'entre l'eau et l'air. Cette expérience prouve à la fois que l'eau contient de l'air, et qu'elle dissout des corps solides.

EXPÉRIENCE IV.

Le volume de l'eau change pendant la solution des corps.

Prenez un ballon de verre avec un cou long et étroit, appelé ordinairement *matras*, et introdui-

sez-y un grain ou deux de sulfate de soude. Ajoutez de l'eau environ jusqu'aux trois quarts du cou ; faites tout cela avec le moins de mouvement possible, afin que le sel ne soit point dissous avant que vous ne le vouliez. Marquez avec un fil la ligne où l'eau s'arrêtera, et agitez le matras. Le sel se dissoudra et l'air sera mis en liberté. Pendant la solution, l'eau descendra beaucoup au-dessous de son niveau. Cette diminution de volume est due à l'abaissement de la température (*Voy.* CALORIQUE, § 4); car lorsque l'eau a repris sa température, on trouve aussi que son volume a été augmenté par l'addition du sel.

On a observé que l'eau subit une augmentation manifeste de volume, en dissolvant seulement deux centièmes de son poids de sel.

EXPÉRIENCE V.

L'eau bouillante peut tenir certains sels en dissolution en plus grande quantité que lorsqu'elle est froide.

Mettez du nitrate de potasse dans de l'eau jusqu'à ce qu'elle refuse d'en dissoudre ; faites bouillir cette eau, vous verrez qu'elle dissoudra encore une grande quantité de ce même sel ; mais si vous faites refroidir la liqueur, le sel excédant que vous avez ajouté se déposera au fond du vase, et il se cristallisera.

EXPÉRIENCE VI.

Analyse des eaux.

L'eau, ainsi que nous l'avons dit, n'est jamais pure; elle contient toujours des substances hétérogènes qui la rendent plus ou moins impropre aux usages domestiques.

La chimie est parvenue à reconnaître et à apprécier ces diverses substances au moyen de l'analyse.

L'analyse des eaux est une des recherches chimiques qui exigent le plus de soins, de connaissances et de ressources dans l'esprit de celui qui s'en occupe.

1°. Il faut examiner la pesanteur de l'eau, que l'on déterminera à l'aide d'un aréomètre; sa température, dont on s'assurera par un bon thermomètre.

2°. On distinguera sa transparence, sa saveur et son odeur; on examinera si elle dépose quelques sédimens lorsqu'on la garde en bouteilles, ou après qu'on l'a fait bouillir; quelle est la couleur, la nature et la quantité de ce sédiment.

3°. On éprouvera si elle verdit le sirop de violettes, et si elle rougit la teinture de tournesol.

4°. On essaiera si elle fait un précipité, en y jetant une dissolution de sous-carbonate de potasse; on décrira la couleur et la quantité de ce précipité.

5°. On versera dans l'eau quelques gouttes de dissolution de nitrate d'argent : si la liqueur se trouble, et s'il s'y dépose de petites écailles blanches, c'est un indice de la présence de quelques sulfates. Si, au contraire, l'eau devient d'un blanc mat, et s'il s'y forme un précipité en flocons blancs, c'est une preuve qu'elle contient des hydrochlorates.

6°. On y versera de l'infusion de noix de galle, et si elle prend une couleur pourpre, c'est une preuve qu'elle contient du fer.

7°. On y plongera une lame d'argent qu'on y laissera pendant quelques jours; si elle devient noirâtre, l'eau contient du gaz hydrogène sulfuré.

8°. On connaîtra la qualité et la quantité des gaz, en la distillant sur la cuve à mercure. On fera passer de la teinture de tournesol sous la cloche où sera le gaz; on agitera le mélange : si le fluide aériforme rougit la teinture, c'est du gaz acide carbonique; si ce fluide s'enflamme en lui présentant une bougie allumée, c'est du gaz hydrogène; s'il n'éteint pas la bougie, c'est du gaz atmosphérique.

9°. On fera évaporer sur un bain de sable, dans un vase de terre, de faïence ou de verre, dix à douze litres d'eau jusqu'à siccité; on mettra le résidu dans un petit matras, en versant par-dessus de l'alcool : on agitera fortement ce mélange, et on le filtrera; on mettra l'alcool à part, et l'on versera sur le résidu huit à dix fois son poids d'eau distil-

lée froide; on agitera de même et on filtrera; enfin on fera bouillir le résidu dans cinq à six cents parties d'eau distillée, et on filtrera. Ce qui restera, sans avoir été dissous par l'eau et par l'alcool, sera humecté et exposé pendant quelques jours au soleil: s'il y a du fer, il se rouillera; alors on le fera digérer dans du vinaigre distillé, qui dissoudra la chaux et la magnésie. Cette dissolution, évaporée à siccité, donnera un sel terreux en filamens déliquescens ou non; s'ils sont déliquescens, c'est de la magnésie; dans le cas contraire, c'est de la chaux. Ce qui restera contiendra du fer et de l'alumine. On dissoudra l'un et l'autre dans l'acide hydro-chlorique; on précipitera le fer par un hydro-cyanate, et l'alumine, par un carbonate alcalin.

Les sels que l'alcool aura dissous sont les hydrochlorates de magnésie et de chaux; on les reconnaîtra facilement en y versant quelques gouttes d'acide sulfurique.

Les sels dissous dans l'eau froide se reconnaîtront par leur forme cristalline, en évaporant lentement la liqueur. La dissolution par l'eau bouillante ne contiendra que du sulfate de chaux.

On reconnaîtra facilement la présence des sels neutres à base de chaux, en versant dans l'eau quelques gouttes d'oxalate d'ammoniaque, qui y opérera sur-le-champ un précipité insoluble. Les sulfates s'y décèlent facilement en y versant quel-

ques gouttes de dissolution d'hydro-chlorate de baryte.

Ces expériences ne sont pas les seules qu'on puisse tenter : c'est aux lumières du chimiste qui fait l'analyse à suppléer à ce qu'il n'est pas possible de dire dans un ouvrage de la nature de celui-ci. Voyez RÉACTIFS.

On peut, dans bien des cas, se contenter d'une analyse beaucoup moins longue que celle que nous venons de décrire.

On peut regarder comme bonnes à boire les eaux qui sont vives, limpides, sans odeur, qui cuisent bien les légumes, qui dissolvent bien le savon, qui ne sont fortement troublées ni par l'hydro-chlorate de baryte (1), ni par le nitrate d'argent (2), ni par l'acide oxalique ou par l'oxalate d'ammoniaque (3), ni par l'eau imprégnée d'acide hydro-sulfurique (4); enfin, qui, évaporées à siccité, ne laissent qu'un faible résidu.

(1) Démontre les sulfates.

(2) Démontre les hydro-chlorates ou les chlorures et les hydro-sulfates.

(3) Précipitent la chaux des sels calcaires.

(4) Indique la présence des substances métalliques.

EXPÉRIENCE VII.

Faire couler des gouttes d'eau sur du papier, sans qu'elles s'étendent.

Frottez la surface d'une feuille de papier avec une petite quantité de poudre de lycopode, et laissez-y tomber de l'eau par petites portions; à l'instant l'eau se disposera d'elle-même en gouttes distinctes, qui ne toucheront le lycopode que dans quelques points seulement; elles rouleront sur le papier avec une rapidité étonnante, sans se rompre. Il est évident que les gouttes ne touchent le lycopode que sur peu de points, par la grande réflexion de lumière blanche qui se fait à leur surface inférieure.

EXPLICATION. Ce phénomène est dû à l'attraction de cohésion des particules du liquide, qui est plus grande que l'attraction de cohésion qui existe entre le liquide et les particules du lycopode. C'est pourquoi les premières sont repoussées d'une manière visible, et prennent, en vertu de leur pouvoir attractif, une forme sphérique. A.

EXPÉRIENCE VIII.

Ramasser au fond d'un vase plein d'eau une pièce de monnaie, sans se mouiller les mains.

Mettez dans un vase une pièce de monnaie; remplissez-le d'eau; répandez sur la surface du li-

guide, de la poudre de lycopode. Quand vous plongez la main dans le vase pour saisir la pièce, cette poudre s'attache exactement sur la peau; de sorte que la main n'est pas mouillée, quoique vous sentiez la fraîcheur de l'eau. En retirant la main du vase, vous la secouerez, et la poudre de lycopode retombera dans l'état de sécheresse où elle était.

EXPÉRIENCE IX.

Faire rouler des gouttes d'une liqueur sur la surface d'une autre liqueur, sans qu'elles se rompent.

Prenez une pipette dont la boule ait environ vingt-cinq millimètres (un pouce) de diamètre, et dont l'extrémité soit capillaire; aspirez-y, avec la bouche, de l'esprit de vin un peu échauffé, en quantité suffisante pour remplir la boule; laissez tomber l'esprit en filet, par l'ouverture capillaire du tube, à une hauteur de vingt-sept à trente-deux centimètres (dix à douze pouces), sur de l'esprit de vin également échauffé et contenu dans une soucoupe ou un autre vase de petite capacité. Les gouttes qui tomberont du tube rouleront pendant quelques secondes, et dans toutes les directions, sur la surface de l'esprit de vin qui se trouve dans la soucoupe.

EXPLICATION. Cette expérience est analogue aux précédentes. L'atmosphère de vapeurs produites

par l'alcool chaud empêche le contact des gouttes sphériques avec le liquide. A.

EXPÉRIENCE X.

Faire nager des aiguilles sur l'eau.

Placez avec soin et horizontalement, sur la surface de l'eau, une aiguille à coudre, fine, propre et bien sèche; l'aiguille surnagera, quoique sa pesanteur spécifique soit beaucoup plus grande que celle de l'eau.

EXPLICATION. Cet effet est dû à l'attraction des particules de l'eau l'une vers l'autre; car, quoique l'aiguille soit spécifiquement plus pesante que l'eau, son poids n'est pas suffisant pour détruire l'attraction ou la force de cohésion avec laquelle les particules de l'eau sont unies ensemble, lorsque l'aiguille est placée d'une manière horizontale à sa surface. A.

EAU CÉLESTE. Dissolution du cuivre dans l'ammoniaque.

PRÉPARATION. Versez de l'ammoniaque dans une solution de deuto-sulfate de cuivre (*vitriol bleu*); ce sel sera décomposé; il se forme un précipité blanc-bleu que l'alcali redissout à l'instant, et la liqueur prend une belle couleur bleue. On la nomme dans les pharmacies *Eau céleste*.

ÉCRITURE.

EXPÉRIENCE I.

Moyen de rendre lisibles les caractères d'écriture effacés par la vétusté.

Quelquefois l'encre de certains écrits très-anciens est tellement pâle et effacée par le temps, qu'elle est illisible par suite de l'altération et de la perte du tannin et de l'acide gallique contenus dans l'encre; il ne reste alors sur le papier qu'un oxide de fer brun ou jaune. On peut faire reparaître la couleur primitive de l'encre à écrire, ou plutôt donner un nouveau corps de couleur à l'écriture, en passant dessus légèrement, et avec soin, un pinceau imbibé avec une solution d'hydro-cyanate de potasse, et ensuite avec de l'acide hydro-chlorique étendu; ou autrement, *vice versá*, d'abord avec l'acide, et ensuite avec la solution d'hydro-cyanate de potasse.

EXPLICATION. L'acide dissout l'oxide de fer de l'encre effacée, et l'hydro-cyanate de potasse le précipite de nouveau avec une couleur bleue, et rend ainsi l'écriture lisible. Si l'on passe le pinceau proprement, et que l'on appuie sur les lettres une feuille de papier gris, aussitôt qu'elles deviennent visibles, elle conserveront leur forme très-distinctement.

En passant aussi sur les caractères un pinceau

imprégné d'une infusion de noix de galle ou de teinture de galle, leur couleur noire sera rétablie jusqu'à un certain point, mais elle ne le sera pas aussi parfaitement qu'avec l'hydro-cyanate de potasse. A.

EXPÉRIENCE II.

Manière de faire disparaître l'écriture sur les papiers et sur la marge des livres imprimés.

PRÉPARATION. Mêlez une partie de deutocide de plomb ou minium avec trois parties d'acide hydrochlorique ordinaire.

EFFET. Si vous exposez à la vapeur que produit ce mélange les objets dont vous voulez enlever l'encre, après les avoir préalablement humectés avec de l'eau, l'écriture s'évanouira et le papier reprendra sa couleur naturelle, sans perdre de sa fermeté, et sans que l'impression des livres soit altérée en aucune manière.

L'appareil doit être proportionné au besoin; une cloche de verre, un vase cylindrique, au fond duquel s'opère le mélange, et dont l'embouchure polie se ferme avec un verre plan, peut suffire pour de petits objets.

Pour les opérations en grand, on emploie une caisse de plomb ou doublée de lames de plomb, construite de manière à pouvoir être fermée hermétiquement.

C'est dans cette caisse que l'on suspend, au moyen de fils tendus, les feuilles à blanchir, après les avoir mouillées.

Au-dessous de ces feuilles on place un vase de verre dans lequel on mêle le minium avec l'acide ; après quoi on ferme la caisse sur-le-champ.

Lorsque l'encre est enlevée, il faut laver les feuilles de papier avec de l'eau pure, pour en ôter entièrement l'acide qui pourrait y rester encore.

Par ce moyen on a nettoyé des taille-douces étendues sur des plaques de cristal entourées d'une marge de cire, placées horizontalement et couvertes de plaques semblables.

III EXPLICATION. L'acide hydro-chlorique est décomposé ; le chlore mis en liberté, enlève les traces de l'écriture, par la propriété qu'il a de détruire les couleurs végétales. — Voy. GAZ CHLORE.

Presque tous les acides sont susceptibles d'enlever l'écriture, et souvent même ils sont employés à cet usage ; mais on doit observer que leur effet n'est pas toujours bon : les uns attaquent le papier, les autres oxident davantage le sulfate de fer qui entre dans la composition de l'encre, et le rendent insoluble dans les acides ; ou bien, en s'emparant de l'oxide de fer, ils forment un sel qui se combine avec le papier, laissent, après le lavage et l'exposition à l'air, une empreinte jaunâtre qu'il est presque impossible d'enlever ; c'est pourquoi on emploie préférentiellement l'acide oxalique qui n'a pas tous ces

inconvéniens; de plus, son action est très-peu sensible sur les substances végétales, et par cela même il se borne à agir sur l'oxide de fer qui compose l'encre.

A cet effet, on trempe un petit pinceau dans une solution d'acide oxalique ou d'oxalate acide de potasse (*sel d'oseille*); on le passe une, deux et trois fois sur l'écriture que l'on veut enlever.

L'encre pâlit et disparaît après plus ou moins de temps. Si cependant il restait quelques petites traces d'écriture, il faudrait, après avoir employé cet acide, se servir d'une eau légèrement aiguisée par l'acide hydro-chlorique, ou par l'acide sulfurique, ou, mieux encore, par le chlore. Ces agens font disparaître de dessus le papier tous les restes d'écriture.

Comme le chlore détruit entièrement toutes les parties colorantes de nature végétale, il faut faire attention à la nuance du papier, parce qu'il contient quelquefois de l'indigo ou du bleu de Prusse.

L'emploi du chlore aurait, dans ce cas, l'inconvénient de changer la nuance du papier sur lequel on l'appliquerait. C'est pourquoi l'on doit donner la préférence aux acides hydro-chlorique ou sulfurique, parce qu'ils n'agissent pas sur les parties colorantes aussi énergiquement que le fait le chlore.

Un mélange d'une partie d'eau, d'une partie d'acide sulfurique et de deux parties d'acide nitrique, enlève bien l'écriture. On passe légèrement sur le

papier un pinceau imbibé de ce mélange; on attend une demi-heure ayant de laver le papier; ce temps est nécessaire pour que les acides enlèvent entièrement l'écriture, et la nuance du papier ne paraît pas changée après qu'il est lavé. Ce procédé est simple et facile.

Quel que soit le procédé dont on ait fait usage, il faut plonger le papier dans l'eau fraîche: cette immersion dissout et entraîne les nouvelles combinaisons qui se sont formées, et de plus elle enlève les dernières portions de l'acide dont on s'est servi; car, si l'acide n'était pas enlevé par ce lavage, il ferait nécessairement boire le papier.

Si la chimie est en possession de plusieurs moyens d'altérer les encres, elle a aussi ceux de faire revivre ces écritures: ce qui met à l'abri de l'abus qu'en pourraient faire des faussaires ou des contrefacteurs.

Des procédés pour reconnaître les écritures qui ont été substituées à celles qu'on a enlevées, et pour faire revivre celles qu'on a fait disparaître.

On reconnaît que le papier a été gratté, à la diminution de son épaisseur et à la pénétration de l'écriture; on voit dans ce cas un plus grand jour à travers les parties du papier, qui sont amincies, et l'écriture les pénètre plus profondément. Cette vérification suffit pour les papiers ordinaires; mais il n'en est pas de même pour ceux qui sont

forts et épais, sur lesquels l'enlèvement d'une légère surface, ni la pénétration de l'écriture, ne produisent pas des effets aussi sensibles.

Pour reconnaître si un papier a été gratté, il faut l'examiner de plusieurs manières.

1°. Quelque lisse et unie que soit la surface du papier qui a été gratté, on peut distinguer néanmoins avec la loupe quelques légers filamens, quelques déchirures qu'on ne voit pas sur le reste du papier qui n'a pas été gratté; mais si ce moyen ne suffit pas, il faut avoir recours aux procédés suivans.

2°. Faire tremper le papier dans l'eau tiède pendant quelques minutes, pour dissoudre la colle qui a été mise par le frottement; on le retire ensuite et on le laisse sécher à l'ombre. Si l'on s'est servi d'une résine, comme la sandaraque, on plonge le papier dans l'alcool pendant quelque temps, et on le laisse sécher de la même manière; et si l'on s'est servi de la colle de gant et de la sandaraque, on le trempe dans l'eau tiède; on le fait sécher, et avant qu'il soit entièrement sec on le passe dans l'alcool très-rectifié. En opérant ainsi, s'il se forme des bavures dans quelques parties de l'écriture, c'est dans ces parties que le papier a été gratté.

Lorsqu'on a enlevé l'écriture à l'aide des acides, on n'a fait que changer la nature de l'encre; on a décomposé en partie l'acide végétal qui formait un

précipité noir avec l'oxide de fer; l'acide qu'on a ajouté s'est combiné avec cet oxide, et a formé un nouveau sel ferrugineux dont il reste toujours quelques molécules retenues par le corps même du papier.

On peut les faire reparaitre sous des couleurs variées, selon la nature des combinaisons dans lesquelles le fer est engagé, et celle des réactifs qu'on met en usage.

Ainsi, l'on emploie de l'acide gallique, si l'on s'est servi du chlore ou de l'acide nitrique pour enlever l'écriture.

L'acide gallique peut recomposer l'encre; pour cela, on fait tremper le papier dans une solution de cet acide pendant un certain temps, et on l'expose à l'air pour le faire sécher; au bout de quelques jours on distingue l'encre qui a été enlevée à quelque distance du lieu où l'écriture avait d'abord existé. L'acide gallique peut être remplacé par la teinture, par l'infusion ou la décoction de noix de galle : cet acide noircit et avive les écritures rouillées, dans lesquelles l'oxide de fer est en excès.

L'on peut encore se servir, avec avantage, de l'hydro-cyanate de chaux ou de potasse liquide. On y trempe le papier que l'on veut essayer, et on le fait sécher; il prend alors, en séchant, une teinte bleuâtre qui est due à la formation du bleu de Prusse qui s'est formé par la présence du sel

ferrugineux qui existait encore sur le papier.

Les sulfures de potasse, de soude et de chaux, sont encore des agens très-bons pour déceler la présence d'une encre enlevée par le moyen des acides; il ne s'agit que d'étendre de deux parties d'eau le sulfure dont on veut faire usage, et d'y tremper le papier que l'on veut essayer. Bientôt on aperçoit sur le papier des ondées brunâtres qui décèlent la présence du sel ferrugineux qui existait auparavant, et qui sont différemment colorées en raison de la nature de l'acide qu'on a employé pour faire disparaître l'écriture.

Si tous ces agens ne produisent pas les effets que nous venons d'indiquer, on doit être porté à croire que les contrefacteurs auront employé un acide très-violent pour enlever l'écriture; tel, par exemple, que l'acide nitrique. Alors le papier serait légèrement nuancé, et l'on ne pourrait cependant pas affirmer la présence d'une écriture, parce que les nuances seraient trop faibles pour être aperçues à l'œil: mais en employant un sulfure alcalin, comme nous avons dit plus haut, on présente le papier à la chaleur d'un foyer, l'écriture se manifeste aussitôt sous la couleur de rouille.

Un moyen très-simple de prévenir l'altération des écritures serait d'employer du papier ayant une légère teinte bleue peu solide; en appliquant un acide sur le papier pour enlever l'encre, on détruirait, sans

retour, la couleur du papier; on éviterait ainsi la contrefaçon.

ÉLECTRICITÉ. L'électricité est un fluide dont la nature est ignorée, qui a la propriété d'attirer ou de repousser les corps légers, de lancer des aigrettes lumineuses et des étincelles, d'enflammer les substances combustibles, et de produire des commotions ou secousses violentes dans les corps des animaux.

Le fluide électrique est répandu dans tous les corps, et il les pénètre tous avec plus ou moins de facilité.

L'électricité n'est point un état permanent, elle s'affaiblit après un certain temps.

La vertu électrique est produite par le frottement, par le contact, par la pression et la chaleur.

Un corps s'électrise aussi par communication, c'est-à-dire par le voisinage d'un corps électrisé.

Tous les corps sont susceptibles de s'électriser par le frottement.

Un corps électrisé perd communément toute sa vertu par l'attouchement d'un autre corps conducteur non électrisé.

On distingue les corps *conducteurs* et *non conducteurs* de l'électricité.

Les métaux sont tous conducteurs; le verre, le soufre, les résines sont électriques et non conduc-

teurs, ou isolans. L'eau, le bois humide, l'alcool et quelques huiles sont mauvais conducteurs.

Dans le vide, les corps conducteurs ne conservent point d'électricité; ce fluide se répand à l'instant sous l'aspect d'une lumière douce purpurine.

Les corps terminés en pointe ont la propriété d'attirer une grande quantité de fluide électrique, sans bruit et sans explosion. De-là les paratonnerres.

Lorsque l'on accumule le fluide électrique dans un vase de verre garni intérieurement et extérieurement d'une feuille de métal, et que l'on établit une communication entre les deux surfaces, le fluide s'échappe avec bruit, et donne lieu à une *commotion* plus ou moins violente dans les organes des animaux qui reçoivent cette décharge. C'est la bouteille de Leyde, fig. 51, pl. II.

L'étincelle électrique lancée sur une substance combustible, sur de l'alcool chaud, par exemple, l'enflamme facilement; mais on peut, avec une *batterie* (formée de plusieurs jarres garnies intérieurement et extérieurement de métal), produire des combustions plus remarquables.

Par exemple, un fil de fer dont on fait communiquer les deux extrémités avec les garnitures d'une batterie, s'allume et brûle avec une flamme blanche très-vive, en lançant de belles étincelles de côté et d'autre. En disposant convenablement

une feuille de papier, on peut recueillir le produit de la combustion, qui est formé de petits globules de protoxide de fer.

EXPÉRIENCE I.

Attractions et répulsions électriques.

1. Frottez un tube de verre ou un bâton de cire à cacheter avec un morceau de drap, et présentez-le à quelques millimètres au-dessus de petits morceaux de papier, de paille, de feuille d'or, etc., ces petits corps seront à l'instant attirés vers le bâton de cire ou de verre, et ensuite ils seront repoussés, puis attirés de nouveau.

2. Suspendez par un fil de soie une petite balle de liège ou de moelle de sureau, et approchez-la d'un corps électrisé; aussitôt la balle se précipitera vers le corps, et s'en séparera après l'avoir touché.

3. Électrisez la balle en accrochant le fil au conducteur d'une machine électrique, ou à un corps électrisé, la balle s'approchera de votre main et de toute autre matière susceptible de conduire l'électricité.

4. Suspendez librement au conducteur d'une machine électrique ou à tout autre corps électrisé, deux fils de lin terminés par des balles de moelle de sureau, ils s'écarteront l'un de l'autre.

5. Prenez deux petites colonnes de verre ou de cire, A et B, pl. III, fig. 52, terminées en *c* et *d*

par de petites boules de métal qui soutiennent, au moyen d'un fil, les petites balles de liége *e, f*.

Si vous touchez en même temps les boules *c* et *d* avec deux tubes de verre électrisés par le frottement, vous verrez les petites boules *e, f* s'écarter l'une de l'autre. Le même effet a lieu, si vous touchez en même temps les boules avec deux bâtons de cire à cacheter, électrisés par le frottement.

Si vous touchez l'une des boules avec un tube de verre électrisé par frottement, et l'autre avec un bâton de cire à cacheter, électrisé de la même manière, vous verrez les deux petites balles de liége se précipiter l'une sur l'autre.

On explique ces effets en disant, 1° qu'un corps électrisé attire celui qui ne l'est pas; 2° qu'un corps dans son état naturel attire ceux qui sont électrisés; 3° que deux corps se repoussent quand ils ont une même électricité vitreuse ou résineuse; 4° que deux corps s'attirent quand ils sont animés d'électricités contraires.

Les *machines électriques* sont des instrumens à l'aide desquels on se procure en abondance le fluide électrique. Dans celles qui sont aujourd'hui en usage, l'électricité est produite par le frottement qu'exercent des coussins sur les surfaces d'un plateau de verre qui tourne sur son axe: le fluide électrique, à mesure qu'il est dégagé, se répand à la surface d'un cylindre de métal que l'on nomme

conducteur. Le conducteur étant *isolé* (supporté par un corps non conducteur) conserve le fluide qui s'y accumule; en sorte que, si l'on en approche le doigt ou tout autre corps conducteur, du fluide électrique, on en tirera des étincelles.

On peut également se procurer de l'électricité au moyen de l'*électrophore*. Cet instrument, fig. 53, est composé d'un plateau, *s, t*, de résine bien unie, et d'un disque de métal ou de bois, recouvert d'une feuille d'étain, *a, g*, auquel est adapté un manche de verre, *m, n*, qui sert à l'isoler lorsqu'on le tient. On peut également suspendre ce disque au moyen de fils de soie. Le disque étant séparé du plateau résineux, on électrise celui-ci en le frappant avec une peau de lièvre ou de chat; ensuite on applique le disque métallique sur la résine, et l'on touche ce disque avec un doigt; on l'enlève ensuite au moyen du manche isolateur, et on en tire des étincelles.

En remplaçant le disque sur la résine, et le retirant après l'avoir touché avec le doigt, on obtiendra de nouvelles étincelles; on parviendra même en peu de temps à charger ainsi une bouteille de Leyde.

Le gâteau résineux qui forme l'électrophore doit être coulé sur une plaque ou sur une feuille de métal.

A la place du plateau inférieur de résine on peut prendre une glace de verre étamée, un miroir.

Électricité produite par le contact de plusieurs corps. — Galvanisme. Lorsqu'on met en contact deux métaux isolés et n'ayant que leur fluide électrique naturel, par exemple un disque de cuivre et un de zinc, ils donnent alors des marques très-sensibles d'électricité; c'est ce qui constitue la *pile galvanique* ou *voltaïque*, l'appareil *électro-moteur*, dans lesquels on distingue deux *pôles*, l'un *positif*, situé à l'extrémité qui est terminée par un disque de zinc, et l'autre *négalif* qui est situé à l'extrémité où se trouve le cuivre.

Un disque de cuivre et un disque de zinc soudés forment une *paire* et constituent un des *éléments de la pile*, qui est composée de 50, 100, 1,000 paires et plus.

Les phénomènes électriques que produit la pile voltaïque ont la plus grande analogie avec ceux de sa machine électrique ordinaire; mais cependant avec la différence que doit naturellement amener celle qui existe entre les mouvemens du fluide dans les deux appareils.

On produit aussi avec l'électricité ordinaire des effets semblables à ceux de la pile.

Attraction et répulsion. Accrochez un fil métallique très-fin à chaque extrémité d'une pile isolée, et approchez ces fils l'un de l'autre; s'ils ont une mobilité suffisante, ils se rapprocheront l'un de l'autre jusqu'au contact. Si vous dérangez

alors un des fils de sa position, l'autre le suivra en conservant avec lui son adhérence.

Étincelles. Adaptez à l'une des extrémités de la pile un fil de fer pointu, et présentez-le au bouton d'un autre fil qui communique avec l'autre extrémité; vous verrez une étincelle accompagnée d'une gerbe rougeâtre qui éclate en tous sens.

Commotion. Si, après avoir mouillé les mains, on touche à la fois les deux extrémités d'un appareil voltaïque un peu fort, on ressentira une commotion.

Une bouteille de Leyde peut être chargée avec la pile, et produire une commotion de même qu'avec la machine électrique.

Combustion. Touchez à la fois les deux extrémités d'une pile assez forte avec un fil de fer, vous verrez une étincelle à l'endroit du contact; le fil deviendra incandescent et brûlera sur une longueur plus ou moins considérable.

Décomposition des corps. Les substances qui se décomposent le plus difficilement peuvent être réduites à leurs parties constituantes par l'action électrique. Un pouvoir faible sépare les élémens prochains, et un pouvoir plus fort les résout en leurs dernières parties constituantes : c'est par ces moyens que M. Davy est parvenu à décomposer la potasse, la soude et la plupart des terres, et à mettre à nu le métal qui leur sert de base.

En plongeant les fils des extrémités de l'appareil

dans l'eau, ce liquide éprouve une décomposition; le gaz oxigène est dégagé au fil ou pôle positif, et le gaz hydrogène au pôle négatif.

Toutes les autres substances sont décomposées avec des phénomènes semblables : l'élément inflammable est dégagé à la surface négativement électrique. Il paraîtrait de-là que l'état électrique inhérent ou naturel des substances inflammables est le *positif*; car elles sont attirées par le pôle *négatif* ou électrisé à l'opposé, tandis que les corps qu'on nomme *soutiens* de la combustion ou principes acidifiants, sont attirés par le pôle positif, et peuvent être par conséquent considérés comme jouissant du pouvoir négatif.

Lorsque les corps sont sous l'influence de la décomposition électrique, leurs énergies chimiques ordinaires sont suspendues, et l'on observe alors divers phénomènes curieux.

L'expérience suivante servira d'exemple.

EXPÉRIENCE II.

Remplissez les tubes de verre A A, figure 54, planche III, fermés en haut et ouverts à leurs bases, avec de l'infusion de violettes ou de chou rouge, et renversez-les dans les bassins B, B, contenant une dissolution de sulfate de soude, et communiquant entre eux au moyen du tube C, contenant aussi l'infusion bleue. P et N sont des fils de

platine qui traversent les tubes à peu de distance de la base, et qui sont disposés pour communiquer avec les extrémités positive et négative de l'appareil de Volta. Vous trouverez que l'oxygène est dégagé au fil P, et l'hydrogène à N, provenant l'un et l'autre de la décomposition de l'eau. Le sulfate de soude qui consiste en acide sulfurique et en soude, sera aussi décomposé; la liqueur bleue sera rendue rouge dans le vase positif, par l'accumulation de l'acide sulfurique, et verte dans le vase négatif, par la soude; tandis que l'acide et l'alcali traverseront chacun le tube C sans s'unir, parce qu'ils sont sous l'influence de l'attraction électrique.

EXPÉRIENCE III.

Métal qui n'a aucune action chimique sur un corps, et qui acquiert le pouvoir de décomposer ce corps, lorsqu'on le met en contact avec un autre métal.

Prenez une jarre de verre, A, B, fig. 55, pl. III; remplissez cette jarre d'acide hydro-chlorique étendu (environ une partie d'acide et douze d'eau); adaptez-y un bouchon à travers lequel vous passerez les fils de métal Z et C. Z est un fil de zinc, et C un fil d'or, de platine, d'argent ou de cuivre: tant que ces fils ne seront pas mis en contact en Z, le fil de platine qui est peu susceptible d'oxidation restera dans l'état où il est; le fil

de zinc seul éprouvera une altération. Mais aussitôt que vous mettrez en contact, hors du liquide, les extrémités des fils, vous apercevrez d'abord des bulles de gaz hydrogène en *d*, au fil négatif (le fil de platine). Elles commenceront ensuite à paraître très-lentement dans les parties inférieures du fil; et ce qu'il y a de remarquable, c'est qu'au moment où elles commencent à paraître en *f*, on les voit de suite en *f*, et qu'il se passe quelques instans avant de voir des bulles de gaz en *e*.

Cette expérience démontre évidemment que l'affinité chimique des corps (*Voyez* AFFINITÉ) est altérée par le changement de leur état électrique; car ici le fil de platine s'électrise positivement par le contact du zinc, et acquiert le pouvoir de décomposer l'eau, ce qu'il ne peut opérer dans son état naturel. M. Davy a conclu des faits de cette espèce, que l'état relatif de l'électricité des corps est la cause de l'affinité chimique et de toutes les compositions et les décompositions. Il paraît que les corps qui ont une forte affinité pour l'oxygène sont, dans leur état électrique, fortement opposés à ce corps. Il arrive de même que les acides qui se combinent avec les terres, avec les alcalis, les oxides métalliques, sont dans un état électrique contraire à ces derniers corps. Une autre preuve très-forte de la vérité de cette doctrine, c'est que l'affinité chimique des corps est changée par l'altération de leur état électrique.

Ainsi l'argent précipite le cuivre de ses dissolutions (*Voyez PRÉCIPITATION*) quand il est rendu négatif, parce que le cuivre, dans cet état, devient plus négatif, et qu'il a par conséquent moins d'affinité pour l'oxigène. Au contraire, l'argent, étant dans une situation où il devient positif, acquiert le pouvoir de décomposer l'eau.

M. Davy a ainsi ouvert une route nouvelle qui a déjà conduit à des découvertes très-importantes. Les élémens de chaque composé, comme on a raison de le croire, se trouvent dans des états différens d'électricité, aussi long-temps qu'ils restent en combinaison. Mais si, par une application artificielle de surfaces électrisées, les élémens du composé sont plus fortement attirés par ces surfaces qu'ils ne s'attirent eux-mêmes entre eux, une décomposition du corps doit avoir lieu. Depuis que ce pouvoir artificiel peut être étendu et accumulé, nous pouvons en toute confiance nous attendre à connaître même quelquefois les derniers élémens des corps. A.

EXPÉRIENCE IV.

Effets du galvanisme ou de l'électricité voltaïque sur les corps des animaux.

1°. Placez une grenouille vivante sur une feuille de zinc mouillée avec de l'eau; posez sur le dos de la grenouille une petite feuille d'étain ou une pièce de monnaie également mouillée. Si vous

établissez une communication entre le zinc et la feuille d'étain au moyen d'un fil ou d'un autre morceau de métal, la grenouille éprouvera de violentes convulsions et sautera de dessus la feuille.

2°. Prenez un petit poisson vivant, placez-le sur une plaque d'étain ou sur un large morceau de zinc mouillés avec de l'eau, et mettez-lui sur le dos une pièce d'argent également mouillée; ou bien, placez le poisson sur le dos et appliquez la feuille d'argent sur la tête ou sur le ventre; touchez ensuite la plaque d'étain ou le zinc avec un fil de métal, et posez l'autre extrémité du fil sur la pièce d'argent. Le poisson éprouvera de violentes contractions qu'on pourra renouveler à volonté en rétablissant la communication entre les deux métaux. L'animal restera tranquille jusqu'à ce que la communication entre l'argent et le zinc soit établie par le moyen d'un troisième métal placé à un angle des deux autres. L'action galvanique a lieu par la formation du cercle galvanique.

3°. Outre ces effets produits par l'action voltaïque sur les muscles, on peut encore voir, par les expériences qui suivent, les effets de cette action sur quelques-uns des organes des sens.

Placez une plaque mince de zinc sur la surface supérieure de la langue, et une pièce de trois ou de cinq francs, ou une petite cuiller d'argent sous la surface inférieure. Laissez pendant quelque temps ces métaux en contact avec la langue, avant

de les faire toucher l'un et l'autre, afin que la saveur des métaux eux-mêmes ne soit point confondue avec la sensation qui sera produite par leur contact. Si vous approchez les métaux par les angles qui dépassent le bout de la langue, vous éprouverez une certaine sensation difficile à décrire. Elle a lieu subitement; elle est assez semblable à celle d'un léger choc électrique, et laisse dans la bouche un goût aigrelet à peu près semblable à celui de l'acide nitrique étendu, et qui se confond avec la saveur du métal.

4°. Placez une petite cuiller d'argent, aussi haut qu'il est possible, entre la gencive et la lèvre supérieures, et une petite barre de zinc entre la gencive et la lèvre inférieures. Si vous mettez en contact les extrémités de ces deux métaux, vous éprouverez une sensation vive, semblable à un éclair ou à un jet de lumière. Cette lumière est également vive dans l'obscurité ou au grand jour, et lorsque les yeux sont ouverts ou qu'ils sont fermés.

5°. Placez un vase d'argent, plein d'eau, sur une feuille de zinc posée sur une table; touchez l'eau avec le bout de la langue, vous ne sentirez aucun goût, tant que vous ne toucherez point la feuille de zinc; car alors votre corps ne forme point le cercle voltaïque avec les métaux. Mouillez bien les mains et posez-les à plat sur la feuille de zinc: pendant que vous toucherez du bout de la langue l'eau contenue dans le vase d'argent, vous éprouverez

sur-le-champ une sensation particulière et un goût acide.

Si l'on plonge un morceau de zinc dans de l'eau exposée au contact de l'air atmosphérique, il s'oxidera très-lentement; mais si on le place dans la même situation en contact avec un morceau d'argent, son oxidation sera très-rapide. Ce fait explique la raison pour laquelle, en doublant les vaisseaux, il est nécessaire d'employer des clous du même métal que celui des feuilles; car si l'on faisait usage de deux métaux différens, ils s'oxideraient tous deux et seraient bientôt corrodés à cause de l'action galvanique qu'ils produisent avec l'eau de l'Océan.

Aucune substance ne peut entrer en combinaison voltaïque ou galvanique, si elle n'est bon conducteur de l'électricité. La combinaison galvanique la plus ordinaire et la plus simple est formée de deux surfaces de métaux différens, comme le zinc et l'argent, et un liquide contenant de l'oxigène placé entre eux, par exemple l'eau. L'un des métaux doit être facilement oxidable par ce liquide, et l'autre métal doit être peu susceptible d'oxidation par la liqueur. On établit une communication entre les deux surfaces métalliques, soit en rapprochant les deux métaux l'un de l'autre, soit en les mettant en communication par une substance métallique. On reconnaîtra l'effet de la combinaison par le moyen de certaines épreuves. Une combi-

naison galvanique peut cependant avoir lieu avec un métal seulement, en le plaçant dans une situation telle, qu'une partie du métal s'oxide à un plus fort degré que l'autre. Cela peut se faire en versant de l'acide nitrique étendu sur un des côtés du métal, et du sulfure de potasse sur l'autre, en plaçant une couche d'eau entre les deux liquides. Le charbon bien brûlé et la plombagine produisent les mêmes effets avec les métaux en combinaison galvanique.

L'épreuve la plus sensible des combinaisons galvaniques, ce sont les muscles d'une grenouille récemment tuée. Si les membres de cet animal sont placés dans le cercle qui établit la communication entre les deux surfaces métalliques, au moment où les deux métaux se toucheront, les muscles de l'animal seront violemment agités. Si les métaux entre lesquels est placée la grenouille sont différens, et si on les mouille avec de l'eau, l'animal éprouvera des convulsions aussi souvent que l'on établira une communication entre les métaux. Si l'on touche avec la langue les deux métaux qui forment la combinaison galvanique, dans le moment où ces métaux sont mis en contact, on sentira une saveur particulière; mais si les métaux sont très-différens, par exemple l'argent et le zinc, au moment du contact, on apercevra un éclair de lumière semblable à celui que produit un coup sur l'œil. Les chimistes, en parlant des combinaisons

galvaniques, appellent la surface métallique qui subit l'oxidation, *surface positive*; l'autre métal qui doit être moins susceptible d'oxidation est nommé *surface négative*, et le milieu oxidant, fluide interposé.

Pour reconnaître le pouvoir des combinaisons galvaniques, nous indiquerons une épreuve différente de celle que nous venons de mentionner, et qui paraît plus convenable et plus régulière. M. Wollaston a découvert que dans toute combinaison galvanique la surface négative, aussi longtemps que cette surface est complète, produit des bulles de gaz, qui est de l'hydrogène, mais que ce gaz cesse de se dégager aussitôt que les métaux sont séparés. Il est convenable, pour faire ces expériences, d'employer des fils de métal. Le liquide dans lequel les fils sont plongés doit être de l'eau contenant de l'acide hydro-chlorique ou sulfurique. — Voyez l'Expérience précédente. A.

De l'appareil électro-moteur.

Pile de Volta. Disposez sur une rondelle de bois trois colonnes de verre, de manière à laisser entre elles un espace suffisant pour y placer des disques de cinq centimètres (deux pouces) environ de diamètre; formez la pile de manière que le premier disque soit de cuivre, le second de zinc, le troisième de drap mouillé, le quatrième de cuivre, le cinquième de zinc, le sixième de drap humide, et

continuez ainsi jusqu'à vingt, trente, cinquante ou cent alternations semblables. Les deux disques, cuivre et zinc, forment une paire ou un élément de la pile. La figure 56, planche III, représente une pile voltaïque.

Depuis Volta, on a beaucoup perfectionné cet appareil; actuellement on soude ensemble les plaques de cuivre et de zinc; on emploie des plaques carrées que l'on dispose de champ, au moyen d'un mastic résineux, dans de petites caisses de bois. On remplit les intervalles avec de l'eau acidulée ou chargée de sel. — Voyez la figure 57, planche III.

La figure 58 représente un autre appareil électromoteur qui est supérieur à tous les instrumens voltaïques proposés jusqu'ici.

A, cuve en porcelaine, avec des compartimens de la même matière: les plaques métalliques sont attachées à une barre de bois, de sorte qu'on peut les plonger et les retirer à chaque opération.

On remplit les compartimens avec de l'acide sulfurique étendu; en réunissant dans un ordre régulier plusieurs de ces piles, on peut augmenter à volonté l'étendue de l'appareil.

On a construit depuis peu un appareil dit à *cuivre double*, qui agit avec énergie, même avec un petit nombre de paires. Dans cet instrument, on fait étendre la plaque de cuivre de manière à ce qu'elle soit opposée à chaque surface du zinc.

On emploie de préférence le zinc et le cuivre pour la construction des piles; mais on peut se servir aussi, quoique moins avantageusement, de beaucoup d'autres substances. Le schiste, appelé *crayon noir des charpentiers*, le charbon de bois ordinaire, le sulfure de fer, etc., ont été employés avec succès.

Zamboni a eu l'idée de construire ainsi des piles sèches, c'est-à-dire qui n'admettent dans leur construction aucun corps humide : elles sont formées de plusieurs milliers de rondelles de papier de la grandeur d'un pain à cacheter, dont une surface est dorée ou argentée, et dont l'autre est recouverte d'une couche d'oxide de manganèse. Ces petites piles ont très-peu d'énergie; on s'en est servi pour faire une espèce de mouvement perpétuel fort remarquable.

Électricité produite par la pression et la chaleur.

Toutes les substances de nature quelconque étant isolées et pressées les unes contre les autres, ou même avec les doigts, sortent de la pression dans des états électriques différens, l'un avec un excès d'électricité vitrée, l'autre avec l'excès correspondant d'électricité résineuse.

Lorsqu'on presse entre les doigts le spath d'Islande (*chaux carbonatée*), il s'électrise très-sensiblement et conserve long-temps son électricité.

La dilatation subite de certains corps y développe aussi l'électricité.

Il existe plusieurs substances minérales qui, après avoir été chauffées, donnent des signes évidens d'électricité. La tourmaline, la topaze, etc., ont cette propriété.

Électricité animale.

Plusieurs poissons, tels que la torpille, le gymnote, le silure trembleur, etc., ont la faculté de développer à leur degré une plus ou moins grande quantité d'électricité dont ils se servent pour se défendre contre les attaques de leurs ennemis, ou pour étourdir les animaux dont ils font leur proie. Si l'on touche ces poissons électriques, on reçoit une commotion très-forte. On a tiré des étincelles des conducteurs mis en communication avec ces animaux; on y a chargé des bouteilles de Leyde; enfin l'on a observé tous les phénomènes de l'électricité ordinaire.

La forme et la position de l'organe qui produit l'électricité sont variées suivant les espèces d'animaux; on peut cependant le comparer à la pile: on présume que, parmi les substances humides dont l'organe électrique de ces poissons est composé, les unes sont propres à faire naître la vertu électrique par leur contact mutuel, et les autres à le transmettre; en sorte que la superposition des différentes couches formées de ces substances est ana-

logue à celle des métaux et des conducteurs imbibés d'eau qui se succèdent dans la pile.

Théories de l'électricité.

Nous n'avons encore aucune hypothèse plausible concernant la cause des phénomènes électriques. On a émis à ce sujet diverses opinions dont nous allons rendre compte successivement. *

Théorie de Franklin et d'OEpinus. Ces célèbres physiciens considèrent le fluide électrique comme un être simple répandu dans tous les corps de la nature, dont chacun a une quantité plus ou moins grande, à peu près comme il en est du calorique. Tant que le fluide est en équilibre dans un système de corps, il ne se passe rien de particulier, ils sont dans l'état naturel et ne donnent aucun signe d'électricité; mais lorsque l'équilibre est rompu par une cause quelconque, il tend à l'instant à se rétablir, et de-là résultent tous les phénomènes observés.

Si le corps reçoit du dehors une quantité de fluide qui s'ajoute à la quantité naturelle, on dit qu'il est électrisé en *plus* ou *positivement*: c'est ce qui arrive au verre, etc., par le frottement. Si, au contraire, ce corps perd une portion de son électricité naturelle, il se trouve électrisé en *moins* ou *négativement*.

Les physiciens français ont abandonné cette théorie pour la suivante.

Hypothèse de Symmer, de Coulomb et des physiciens français. Tous les corps renferment une certaine quantité de matière électrique qui n'agit pas sur les corps environnans, et qui est connue sous le nom d'*électricité naturelle*.

Le fluide électrique est composé de deux fluides différens, le *fluide vitreux* et le *fluide résineux*, qui sont neutralisés l'un par l'autre, et qui sont unis entre eux dans l'état naturel des corps.

Si par l'effet de quelque circonstance ce fluide subit une décomposition, ou si l'un des fluides devient surabondant, le corps se trouvera électrisé.

L'électricité vitreuse est ce que Franklin appelle *électricité en plus*, ou *positive*.

L'électricité résineuse est ce que Franklin appelle *électricité en moins*, ou *negative*.

Un corps possède une électricité vitreuse ou positive, s'il reçoit du fluide vitreux, ou s'il perd une portion de son fluide résineux. Il a, au contraire, une électricité résineuse ou négative, toutes les fois qu'on lui transmet du fluide résineux, ou qu'on lui enlève une partie de son fluide vitreux.

Théorie de la pile voltaïque. La théorie de la pile est enveloppée de beaucoup de difficultés.

Galvani pensait que tous les animaux jouissent d'une électricité qui leur est propre. Selon ce physicien, le cerveau la fournit aux nerfs, qui la transmettent aux différentes parties du corps; mais les

muscles sont les principaux réservoirs de ce fluide.

Leurs fibres ont deux surfaces animées d'une électricité contraire, et chacune d'elles peut représenter une bouteille de Leyde. On excite des mouvemens convulsifs lorsqu'on fait communiquer le nerf et le muscle, parce que le nerf attire l'électricité de la surface intérieure du muscle, pour la répandre sur la surface extérieure de cet organe.

Mais Volta a démontré que cette électricité ne réside point dans le corps des animaux, qui ne servent qu'à recevoir l'électricité et à en manifester l'effet; il a fait voir que cette électricité est produite par le contact des métaux ou des substances qui forment l'appareil électro-moteur.

On peut réduire la théorie de l'appareil électro-moteur à un petit nombre de principes; les voici :

1°. Deux métaux différens et isolés acquièrent une électricité contraire lorsqu'ils sont en contact; ainsi, quand on applique du zinc sur du cuivre, le premier devient positif, et le cuivre est négatif.

2°. Si l'on couvre le zinc d'une autre pièce de cuivre, elle ne donne aucun signe d'électricité, parce qu'il y a deux forces égales et opposées qui se détruisent.

3°. Quand on interpose un conducteur liquide entre le zinc et la seconde pièce de cuivre, elle n'agit plus sur le zinc qui lui communique son état électrique par le moyen du corps humide.

4°. L'excès d'électricité que le zinc prend au cuivre est toujours le même, quel que soit leur état électrique. Cette supposition ne pourrait être démontrée que par une suite d'expériences qui n'ont pas encore été faites.

5°. L'influence électrique des liquides sur les métaux est si faible, qu'on peut la regarder comme nulle; cependant il en est quelques-uns, tels que les sulfures alcalins, dont l'action devient très-sensible. C'est pourquoi l'on est parvenu à remplacer un des métaux par cette combinaison du soufre avec un alcali.

Supposons 1° que la base de la pile ne soit point isolée; 2° que l'état naturel d'électricité soit exprimé par zéro; 3° que l'unité représente l'excès d'électricité que doit avoir une pièce de zinc sur une autre de cuivre qui la touche immédiatement.

La pièce inférieure de cuivre transmet du fluide électrique au zinc, et le réservoir commun la rétablit dans son état naturel qui est indiqué par zéro.

La seconde pièce qui est de zinc a un excès d'électricité que nous avons désigné par l'unité, et dès-lors son état électrique sera 1.

La troisième pièce, qui est de cuivre, et qui est séparée du zinc par un corps humide, se trouve dans le même état de l'électricité 1.

La quatrième, qui est de zinc, et qui touche la précédente, aura 1 de plus, et son électricité sera marquée par 2.

La cinquième, qui est de cuivre, est dans le même état, à cause du conducteur humide.

La sixième, qui est de zinc, et qui est en contact avec la cinquième, doit avoir 1 de plus, et son électricité sera 3.

On voit que l'électricité des couples augmente en suivant une progression arithmétique, et que l'électricité du zinc qui termine le cinquantième est représentée par 50.

Nous éprouvons une commotion en touchant les deux extrémités de la colonne, parce que l'électricité surabondante du sommet traverse notre corps pour arriver au globe terrestre. Cette perte se répare aux dépens du sol, de manière qu'il en résulte un courant de matière électrique qui se meut avec rapidité dans l'intérieur de la pile.

Ce fluide brûle et fond les métaux en parcourant des fils qui ont un petit diamètre; il sépare les principes de l'eau quand il passe à travers ce liquide; enfin il produit tous les effets que l'on peut attendre d'une électricité qui est faible, mais animée d'une vitesse extrême.

On a employé avec succès l'électricité pour la guérison de plusieurs maladies, et particulièrement dans les paralysies, et pour rappeler les noyés à la vie.

Note sur les expériences électro-magnétiques.

M. OErsted, de Copenhague, a publié depuis peu des recherches dans lesquelles il fait voir que le fluide magnétique, qui jusqu'alors n'avait fourni qu'un terme de comparaison aux phénomènes électriques, concourt réellement à ceux de la pile.

Si l'on établit une communication entre les deux pôles d'une pile, au moyen d'un fil métallique appelé *fil conjonctif* ou *conducteur*, et si l'on approche une aiguille aimantée d'une portion quelconque de ce fil, on la voit se détourner de sa direction primitive et tendre à se mouvoir, de manière que son axe soit perpendiculaire à cette portion du fil.

Une aiguille aimantée suspendue librement à un fil, et présentée à un fil conducteur, est attirée ou repoussée selon les circonstances. Dans le cas où l'attraction a lieu, si le conducteur et l'aiguille viennent à se toucher, ils restent attachés l'un à l'autre comme le feraient deux aimans.

M. Ampère a introduit dans un tube de verre une partie du fil conjonctif, et a plié l'autre partie en hélices sur le tube; puis, suspendant le tout comme une aiguille aimantée, il a obtenu de cette manière un appareil qui exécutait, à l'approche d'un barreau aimanté, les mêmes mouvemens que fait cette aiguille dans les mêmes circonstances.

M. Arago a remarqué que le fil conjonctif se charge de limaille de fer, comme le ferait un ai-

mant, et que ce même fil ne se charge point de limaille de cuivre, etc. Ce même savant a également observé qu'une aiguille d'acier placée convenablement s'aimantait assez fortement par le voisinage du fil conjonctif.

Le courant électrique a même renversé les pôles d'une aiguille aimantée.

M. Arago a reconnu aussi que l'électricité ordinaire produit tous les phénomènes électro-magnétiques observés au moyen de l'appareil voltaïque.

ENCRES.

EXPÉRIENCE I.

De l'encre à écrire.

On ne sait pas au juste dans quel temps on a commencé à faire usage de l'encre à écrire actuelle.

Elle a été employée depuis plusieurs siècles dans la plupart des pays de l'Europe; mais les anciennes encres romaines étaient en grande partie d'une composition bien différente. L'encre des anciens est un composé de matières charbonneuses comme le charbon de bois ou le noir de lampe mêlées avec un liquide glutineux : telle est encore l'encre dont se servent les Chinois et d'autres nations orientales.

Toute simple que la composition de notre encre paraît être, ou qu'elle est en effet, il est cependant singulier, et c'est un fait connu, que nous

n'ayons pas à présent d'encre du même genre qui soit égale en beauté, en durée, en couleur à celle des anciens, comme on peut évidemment le voir par l'inspection de plusieurs manuscrits romains.

Quelle peut être la cause de cette différence ?

Vient-elle de l'ignorance où l'on est de la meilleure composition de l'encre, ou bien de ce que nous n'avons pas les matériaux nécessaires ? Certainement il est de la plus grande importance que les registres, les actes diplomatiques, civils ou judiciaires, etc., soient écrits avec une encre d'une telle qualité, qu'ils puissent résister à l'action des agens ordinaires auxquels l'encre est naturellement exposée.

On reconnaîtra facilement la nécessité de donner une plus grande attention à cet objet, en comparant les registres et les actes qui ont été écrits depuis le quinzième siècle jusqu'à la fin du seizième, avec ceux qui nous restent des différens âges depuis le cinquième jusqu'au douzième siècle ; malgré leur antiquité reculée, les derniers registres se sont parfaitement conservés ; mais nous en trouvons souvent parmi les premiers, quoique d'une date beaucoup plus moderne, plusieurs qui sont tellement pâles et effacés, qu'on peut à peine les lire.

La mauvaise qualité de l'encre à écrire actuelle doit être attribuée, il n'y a pas à en douter, à ce que les fabricans font tous leurs efforts pour

se procurer la plus grande quantité d'encre possible à meilleur marché et dans le plus court délai.

La base de l'encre noire à écrire est le précipité fin, noir ou bleu foncé produit par le mélange des astringens végétaux avec une solution de fer; on emploie généralement le sulfate de fer et la matière extractive soluble de la noix de galle : savoir, l'acide gallique et le tannin. Mais comme ce précipité dispersé dans l'eau seule ne resterait pas suspendu dans ce liquide, on l'épaissit avec de la gomme pour le retenir à l'état de mélange et donner à la liqueur une consistance qui la rende propre à former avec la plume des traits fins sur le papier sans couler. Une bonne encre à écrire doit avoir les propriétés suivantes :

1°. Une consistance convenable pour qu'elle puisse couler facilement de la plume; 2° une couleur noire foncée uniforme; 3° de la durée, afin que l'écriture ne devienne pas facilement pâle ou illisible par le temps; 4° elle doit se sécher promptement sur le papier; 5° elle ne doit point amollir la plume ni manger le papier.

D'après les expériences qui ont été faites par différens chimistes, dans le dessein de déterminer la plus juste proportion des divers ingrédiens employés à la préparation de l'encre, on a trouvé qu'une égale quantité de bonnes noix de galle et de sulfate de fer se saturent mutuellement; de sorte

que les deux liqueurs étant mêlées, savoir, une décoction de galle et une solution de sulfate de fer, la couleur de ce mélange n'augmente point en intensité par l'addition de l'une ou de l'autre de ces substances. Mais l'encre ainsi préparée, quoique d'une couleur noire fort intense, ne la conserve pas longtemps; elle devient pâle et prend à la fin une couleur brune. Si l'écriture tracée avec cette encre qui a pris une couleur brune par le temps, est lavée avec une décoction récente de noix de galle, elle reprend de nouveau sa couleur noire. Ceci prouve évidemment que la matière extractive de la noix de galle est d'une nature périssable, et que pour en assurer la durée, il faut en mettre dans l'eau une plus grande quantité que celle qui est requise simplement pour la décomposition du sulfate de fer employé dans ce composé. Ainsi Lewis trouve que deux parties de noix de galle et une de sulfate de fer produisent une encre plus durable que lorsque ces ingrédients sont employés à parties égales; trois parties de noix de galle et une de sulfate de fer composent une encre encore plus durable.

Cette quantité de noix de galle est la plus grande que l'on puisse employer avec avantage.

Le prix de cette encre augmente en raison de la quantité de noix de galle employées.

La proportion de l'eau pour les ingrédients solides est très-variable; une partie de sulfate de fer, trois de noix de galle et quarante d'eau, don-

nent une encre assez noire pour l'usage ordinaire dont le bon marché est une des principales qualités ; mais pour faire une encre d'une qualité supérieure en couleur et en durée , on n'emploie que la vingtième partie d'eau. On a trouvé, d'après des expériences réitérées , que la composition suivante mérite d'être généralement connue. Mettez dans une bouteille de verre ou de grès quatre-vingt - onze grammes (trois onces) des meilleures noix de galle d'Alep en poudre fine , trente grammes (une once) de sulfate de fer , trente grammes (une once) de bois de Campèche réduit en petits morceaux , trente grammes (une once) de gomme arabique , huit ou dix clous de gérofle brisés , un demi-litre du meilleur vinaigre et un demi-litre d'eau douce ; remuez bien la bouteille et laissez les ingrédients exposés auprès du feu pendant environ dix jours , ayant soin de la remuer plusieurs fois par jour.

On peut alors se servir de cette encre ; mais un peu avant d'en verser dans l'écritoire , il est nécessaire , ou du moins convenable de remuer la bouteille. L'écritoire doit être de verre et non de plomb , parce que les écritaires de plomb décomposent l'encre à écrire ordinaire. Celles de terre cuite noire sont également attaquées par ce liquide , et en altèrent la qualité. Le verre est préférable.

Si l'on veut faire promptement usage de l'encre , on met bouillir dans l'eau , pendant une demi-

heure, les noix de galle et le bois de Campèche; on passe la décoction, pendant qu'elle est chaude, à travers un morceau de linge; on la verse dans la bouteille; on y ajoute le vinaigre, la gomme arabique, les clous de gérofle et le sulfate de fer en poudre, et l'on remue bien le tout. On doit encore ajouter à cette encre ainsi préparée trente grammes (une once) de noix de galle concassées et non pulvérisées.

Encre de Macquer.

Noix de galle concassées, cinq cents grammes (une livre); sulfate de fer pulvérisé, cent quatre-vingts grammes (six onces); gomme arabique pulvérisée, cent quatre-vingts grammes (six onces); bière ou eau pure, quatre litres.

Faites infuser la noix de galle pendant vingt-quatre heures; ajoutez la gomme, laissez-la dissoudre; enfin ajoutez le sulfate de fer qui donne aussitôt la couleur noire.

Encre de Lewis.

Eau pure, un litre (une pinte); noix de galle, quatre-vingt-seize grammes (trois onces); bois de Campèche, vingt-un grammes (cinq gros vingt-quatre grains); gomme arabique, trente-deux grammes (une once); sulfate de fer, trente-deux grammes (une once).

Faites bouillir (1) pendant une demi - heure la noix de galle et le bois de Campèche; ajoutez - y le sulfate de fer, et ensuite la gomme arabique; laissez - la bien dissoudre; passez le tout par un tamis, et l'encre est faite.

M. Proust recommande de faire calciner jusqu'au blanc le sulfate de fer dans un creuset, parce que dans cet état il donne un précipité beaucoup plus noir.

Encre inaltérable de M. Van-Mons.

On fait infuser pendant deux ou trois jours, dans du vinaigre de bière ordinaire, les noix de galle concassées. L'infusion est ensuite passée sur un filtre de laine, la liqueur décantée, et le résidu lavé et infusé dans de l'eau froide. Cette dernière infusion est mêlée avec la précédente, et le tout est chauffé en un instant, puis mis à reposer pendant vingt-quatre heures; alors on filtre de nouveau et on ajoute du sucre et de la gomme. Lorsque ces ingrédients sont dissous, on passe une dernière fois sur le filtre. L'encre est ensuite mêlée avec l'oxide ou sulfate rouge; mais on ne doit pas se servir du sulfate acidulé ou oxidulé. On agite le tout et on met l'encre dans une bouteille de grès qu'on bouche avec du papier.

(1) Il est à noter que la chaleur de l'ébullition fait volatiliser une grande partie de l'acide gallique.

Ainsi préparée, cette encre ne s'altère jamais et n'épaissit point. A. H.

Encre en poudre.

L'encre à écrire ordinaire n'est pas propre à être transportée d'un lieu à un autre; elle se sèche dans l'écritoire, quoiqu'on ait soin de la couvrir. Si la bouteille ou le vase qui la renferme vient à être brisée, il en résulte des inconvéniens très-désagréables. C'est pourquoi on a inventé, pour la commodité des voyageurs, une encre en poudre qui n'est autre chose que les substances employées pour la composition de la meilleure encre dont nous avons donné précédemment la recette, que l'on a réduites en poudre, de manière que cette poudre peut être extemporanément convertie en encre, étant délayée avec un peu d'eau dans un vase convenable. A.

EXPÉRIENCE II.

Encres indélébiles.

Comme l'encre ordinaire peut être détruite par divers corps, ce qui peut donner lieu à de grandes fraudes, les chimistes ont recherché une encre qui puisse résister à l'action des acides.

Encre indélébile de M. Westrumb.

On fait bouillir trente-un gram. (une once) de bois de Fernambouc, et quatre-vingt-douze gram.

(trois onces) de noix de galle, un kilogr. quatre cent cinquante gram. (quarante-six onces) d'eau, jusqu'à réduction d'un kilogramme (trente-deux onces) : on verse cette décoction encore chaude sur seize grammes (une demi-once) de sulfate de fer, huit grammes (un quart d'once) de gomme arabique, et une pareille quantité de sucre blanc. Après la solution complète de ces substances, on ajoute à l'encre quarante grammes (une once un quart) d'indigo réduit en poudre fine, vingt-trois grammes (trois quarts d'once) de noir de fumée qu'on aura délayé dans trente-un grammes (une once) d'eau-de-vie.

Pour rendre l'encre ordinaire indélébile, il suffit d'y délayer de l'encre de Chine en aussi grande quantité que si l'on voulait rendre noire une quantité d'eau égale à celle de l'encre.

Encre indélébile à l'usage des chimistes.

PRÉPARATION. Prenez de l'huile essentielle de lavande, deux cents parties (deux cents grains); gomme copal en poudre, vingt-cinq parties; noir de lampe, deux et demie jusqu'à trois parties. A l'aide d'un feu modéré, faites dissoudre le copal dans l'huile de lavande, dans une petite fiole, et mêlez à cette solution le noir de lampe lévigné. Après avoir laissé reposer le mélange pendant quelques heures, si vous voulez vous servir de l'encre, vous la remuerez avec un fil de fer, ou en

secouant simplement la bouteille ; si elle est trop épaisse , vous la délaierez avec un peu d'huile de lavande , ou avec de l'essence de citron ou de térébenthine.

Après avoir écrit avec cette encre , si l'on fait évaporer l'huile de lavande à l'aide d'une légère chaleur , il ne restera sur le papier qu'une couche de couleur enduite de copal , sur laquelle l'eau , l'alcool et les alcalis n'ont aucune action. Un manuscrit , fait avec cette encre , peut subir tous les procédés de blanchiment auxquels on soumet les impressions , sans courir le moindre danger d'être altéré.

Cette composition qui a été indiquée par M. Pajot-Laforêt , est très-utile dans un laboratoire de chimie pour les inscriptions des bouteilles contenant les acides , ou d'autres bouteilles qui sont exposées aux vapeurs acides.

M. Close a composé une encre rouge à peu près semblable à celle dont nous venons de parler.

On prend cent vingt parties d'huile de lavande , vingt-sept parties de copal , et soixante parties de cinabre , et l'on fait le mélange ci-dessus. A. H.

EXPÉRIENCE III.

Encre qui peut remplacer l'encre de Chine.

Prenez du noir de lampe ; délayez-le avec soin dans de l'eau gommée (de l'eau à laquelle on

ajoute de la gomme arabique), et ensuite avec du fiel de bœuf purifié.

On obtient, par ce moyen, une couleur qui n'a pas besoin d'être broyée, qui est d'un très-beau noir, qui s'étend facilement sur le papier, et ne peut être enlevée sans le détruire.

EXPÉRIENCE IV.

Encre de communication.

On donne ce nom à l'espèce d'encre que l'on emploie pour l'écriture que l'on veut faire graver. Elle peut, par la pression, se présenter sur le papier et se fixer sur la cire blanche que le graveur met sur la planche.

Pour composer cette encre, on prend la quantité que l'on veut de poudre à canon broyée en poudre très-fine, et l'on y ajoute autant du plus beau noir d'impression. On met le tout dans de l'eau avec un peu de sulfate de fer; on agite le mélange, et on lui donne une consistance qui ne soit ni trop claire ni trop épaisse. Chaque fois que l'on reprend de l'encre pour écrire on l'agite, parce que la couleur noire est sujette à se déposer.

EXPÉRIENCE V.

Écriture sans encre.

Écrivez avec du lait, de la bière forte ou quelque autre liqueur gluante, telle que le suc visqueux

de certains fruits, de certaines plantes qui n'ont point de couleur, et jetez sur le papier quelque poudre fine et colorée, en remuant un peu, afin qu'elle s'étende partout. Soufflez dessus pour faire tomber ce qu'il y a de trop. L'écriture en retiendra autant qu'il en faut pour la rendre apparente. De la cendre bien brune, de la poussière de charbon tamisée, du papier brûlé, etc., seront bons pour cet effet.

EXPÉRIENCE VI.

Encre indélébile pour marquer le linge.

Faites dissoudre sept grammes soixante-cinq centigrammes (deux gros) de sous-nitrate d'argent fondu, dans vingt-trois grammes (six gros) d'eau distillée; ajoutez à cette solution sept grammes soixante-cinq centigrammes (deux gros) de mucilage épais de gomme arabique: c'est ce qui forme la liqueur à écrire ou l'encre à marquer. Pour faire usage de cette encre, il est nécessaire que le linge soit imprégné d'un mordant que l'on prépare de la manière suivante:

Faites dissoudre quinze grammes trente centigrammes (une demi-once) de sous-carbonate de soude du commerce, dans cent vingt-deux grammes trente-huit centigrammes (quatre onces) d'eau; ajoutez à cette solution quinze grammes trente centigrammes (une demi-once) de mucilage épais de gomme arabique.

lage épais de gomme arabique : c'est ce qui forme le mordant ou la liqueur préparatoire.

Pour faire usage de l'encre, mouillez d'outre en outre avec le mordant la partie du linge que vous voulez marquer; séchez-la ensuite près du feu, et quand elle est parfaitement sèche, écrivez dessus avec l'encre à marquer au moyen d'une plume propre, et laissez sécher. Les lettres sont d'abord pâles, mais elles deviennent bientôt noires en les exposant à la lumière, et plus vite encore si on les expose aux rayons directs du soleil. L'écriture est ainsi fixée pour toujours sur le linge, et elle résiste à l'action des lavages et du blanchiment. Pour former des caractères distincts sur une étoffe, il faut conduire tous les traits de la plume en descendant, et la plume doit avoir un bec court et roide. Il est plus commode de se servir d'un cachet de buis, gravé en relief.

ENCRES DE COULEUR. Il y a des encres de toutes les couleurs; mais elles ne sont réellement que des teintures assez rapprochées pour avoir une couleur forte, et auxquelles on donne la viscosité convenable pour faire fonction d'encre à écrire ou à dessiner.

EXPÉRIENCE I.

Encre bleue.

Prenez crème de tartre. . . . 32 gram. (1 once.)
 — vert-de-gris. . . . 30 ——— (1 once.)

Après avoir réduit en poudre la crème de tartre et le vert-de-gris, mettez ce mélange dans un matras, et placez-le sur un bain de sable légèrement chaud, où vous le laisserez l'espace de trois jours; ajoutez alors quatre-vingt-seize grammes (trois onces) d'eau, et continuez à chauffer pendant six heures. Filtrez la liqueur et ajoutez-y un peu de gomme arabique, elle sera d'un bleu foncé, et très-bonne pour écrire.

AUTRE.

On peut se la procurer en délayant de l'indigo et du blanc de céruse dans une eau gommée.

EXPÉRIENCE II.

Encre bleue en tablettes.

Pour se procurer une encre bleue à la manière de celle que l'on prépare à la Chine, faites délayer trois grammes quatre-vingt-deux centigrammes (un gros) d'indigo fin dans trente grammes cinquante centigrammes (une once) d'acide sulfurique; ajoutez-y trois grammes quatre-vingt-deux centigrammes (un gros) d'alun dissous dans une quantité d'eau suffisante: précipitez le tout au moyen du sous-carbonate de potasse. Le précipité étant sec, on en fait une pâte avec de la colle de poisson, et on la réduit en morceau de forme parallélogrammique.

EXPÉRIENCE III.

Encre rouge.

Bois de Fernambouc, trente grammes (une once.)
 Alun. } De chaque, 7 gram. (2 gros.)
 Crème de tartre. }
 Eau commune, cinq cents grammes (un demi-litre.)

Faites bouillir le tout jusqu'à réduction de moitié, et ajoutez gomme arabique et sucre candi, de chacun, sept grammes (deux gros).

EXPÉRIENCE IV.

Autre encre rouge.

Prenez cent vingt-huit grammes (quatre onces) de bois de Fernambouc en poudre, que vous ferez bouillir dans une casserole de cuivre, avec une chopine d'eau, et seize grammes (une demi-once) d'alun (sulfate d'alumine et de potasse). Lorsque la liqueur sera diminuée de moitié, filtrez-la, et ajoutez-y un gros de gomme arabique concassée; écrivez avec cette encre; si elle n'est pas suffisamment rouge, vous lui donnerez de l'intensité en y ajoutant quelques pincées de sulfate d'alumine et de potasse en poudre.

EXPÉRIENCE V.

Encre carminée.

On prend six grains du plus beau carmin ; on y verse soixante-quatre grains (deux onces) d'ammoniaque caustique, et l'on y ajoute vingt-quatre grains de gomme arabique blanche. On laisse reposer le mélange jusqu'à ce que la gomme soit entièrement dissoute.

Cette encre est sans doute plus chère que celle qui est préparée à la manière ordinaire ; mais elle est incomparablement plus solide : car l'expérience a prouvé (Voyez *Expériences chimiques sur le carmin*, par M. Pajot-Laforêt) que des caractères tracés avec cette encre, il y a quarante ans, se sont conservés sur le papier sans aucune altération.

EXPÉRIENCE VI.

Encre violette.

Faites bouillir, comme ci-dessus, trois onces de bois de Fernambouc avec une once de bois d'Inde, et ajoutez-y de l'alun et de la gomme, comme dans la recette décrite ci-dessus, Expérience IV, pour obtenir de l'encre rouge.

EXPÉRIENCE VII.

Encre jaune.

Prenez quatre onces de graine d'Avignon concassée, que vous ferez bouillir, comme pour les

deux précédentes, avec une demi-once de sulfate d'alumine et de potasse (*alun*) et une chopine d'eau; après une heure d'ébullition filtrez la liqueur et ajoutez-y un gros de gomme arabique.

EXPÉRIENCE VIII.

Encre verte.

Prenez un pot de terre vernissée, dans lequel vous ferez bouillir, pendant une demi-heure, deux onces de vert-de-gris en poudre, avec une chopine d'eau; remuez le tout avec une spatule de bois, et ajoutez-y une once de crème de tartre: laissez bouillir encore un quart d'heure, et passez à travers un linge. Remettez ensuite la liqueur sur le feu; faites-la bouillir jusqu'à diminution d'un tiers, et vous la conserverez pour l'usage.

ENCRES DE SYMPATHIE. On appelle encres sympathiques ou secrètes, certaines liqueurs dont on se sert pour écrire, et dont les caractères qui sont incolores et invisibles deviennent visibles et se colorent par l'effet de la chaleur ou quelque autre agent chimique.

Ces espèces d'encres sont très-curieuses et peuvent servir à une infinité de récréations qui surprendront ceux qui ignorent les procédés que l'on emploie pour les faire. Les phénomènes de ces encres ont fixé, d'une manière particulière, l'at-

tention des anciens chimistes qui leur ont donné le nom emphatique d'*encres de sympathie*.

Les encres de sympathie peuvent devenir utiles dans bien des occasions ; par exemple, lorsque l'on craint que la lettre écrite à une personne soit interceptée par une autre à laquelle on veut cacher le secret. Alors on écrit en encre ordinaire des choses tout-à-fait indifférentes ; mais dans les interlignes, on écrit avec de l'encre sympathique ce qui ne doit être su que de la personne à laquelle la lettre s'adresse. Cette personne, intéressée à lire l'écriture invisible, et instruite en même temps du procédé, la fait paraître en caractères colorés qui la rendent lisible.

La chimie présente un grand nombre de liqueurs de cette espèce, dont nous allons faire connaître les principales et les plus curieuses.

On peut diviser les encres sympathiques en quatre classes :

1°. Celles qui deviennent visibles lorsqu'on les expose à l'action de la chaleur ;

2°. Celles qui deviennent visibles lorsqu'on les expose à l'action de l'air ou de la lumière ;

3°. Celles qui deviennent visibles par l'addition d'une seconde liqueur, ou par la vapeur de cette liqueur ;

4°. Celles qui deviennent visibles par l'addition d'une matière colorée réduite en poudre subtile.

Nous devons prévenir que la connaissance d'une

encre sympathique, même nouvelle, ne peut être tenue secrète que pour les hommes qui ignorent la chimie, et qu'avec quelques essais on peut parvenir à faire reparaitre l'écriture.

§ I.

EXPÉRIENCE I.

Encre sympathique verte dont les caractères sont invisibles, mais qui paraissent par la chaleur, et disparaissent par le froid.

Si vous tracez sur du papier des caractères avec de l'hydro-chlorate de cobalt, l'écriture étant sèche est invisible; mais si vous approchez le papier du feu, à l'instant les caractères deviennent visibles et prennent une belle couleur verte qui disparaît lorsque le papier se refroidit. On peut faire paraître et disparaître à volonté les caractères tracés avec cette encre, en exposant le papier successivement à l'action de la chaleur et à celle du froid; mais il faut avoir soin de ne pas donner au papier un degré de chaleur plus fort que celui qui est requis pour rendre lisible l'écriture invisible; sans quoi elle ne disparaîtrait plus.

Cette encre a quelquefois une couleur changeante, selon que l'œil est différemment placé; tantôt elle est couleur lilas sale, tantôt couleur de feuille-morte; mais cette propriété est plutôt une imperfection qu'un agrément, car cette encre ne

peut paraître et disparaître qu'environ quinze ou seize fois; au lieu que celle d'une couleur fixe soutient un bien plus grand nombre de pareilles alternatives.

EXPLICATION. On a proposé différentes théories pour expliquer ces changemens remarquables. Suivant les uns, la disparition de la couleur doit être attribuée à l'absorption de l'humidité de l'atmosphère, et, lorsqu'elle est expulsée par la chaleur, la couleur reparait; mais on a objecté à cette opinion que le même effet a lieu lorsque le papier sur lequel on a tracé des caractères avec cette encre est entièrement hors du contact de l'air atmosphérique, en l'introduisant dans un vase fermé. Suivant les autres, l'effet sympathique de cette encre dépend du fer qui est combiné avec le cobalt.

Quelques-uns supposent que la concentration de la solution du cobalt qui a lieu par l'action de la chaleur, est la cause de l'apparition de la couleur, et qu'en absorbant l'humidité de l'atmosphère cette solution devient plus étendue, et sa couleur disparaît.

D'autres pensent que cette solution est partiellement privée de son oxigène par la chaleur, et qu'elle absorbe de nouveau l'oxigène par le froid, lorsque la couleur disparaît.

La première explication paraît confirmée par le fait suivant: c'est qu'on rend les caractères visibles en enfermant le papier dans un vase avec de la

chaux vive ou de l'acide sulfurique, qui, tous deux, attirent l'humidité.

La couleur verte ne peut cependant pas être entièrement attribuée à la concentration de la solution de cobalt, mais elle la doit à la température, car la solution elle-même devient verte quand elle est chauffée modérément dans une fiole fermée, et elle perd sa couleur verte quand elle se refroidit.

Il n'est pas aisé d'expliquer comment la température produit ce changement de couleur.

M. Hachet croit que la température peut agir en produisant une différence temporaire dans les proportions de l'oxygène existant dans l'acide et dans l'oxide. Il n'est pas impossible qu'une forte température donne au métal le pouvoir d'attirer une faible portion de l'oxygène de l'acide, que celui-ci reprend ensuite à l'oxide lorsque la température diminue.

Préparation de l'encre verte sympathique.

Cette encre verte sympathique se prépare de la manière suivante :

Mettez dans un matras une partie de cobalt ou safre, et quatre parties d'acide nitro-hydrochlorique. Faites digérer ce mélange à une chaleur modérée jusqu'à ce que l'acide ne dissolve plus; ajoutez alors du chlorure de sodium (*sel commun*) en quantité égale au cobalt employé, et quatre fois autant d'eau que vous avez mis d'a-

cide; filtrez ensuite la liqueur à travers du papier. A. H.

EXPÉRIENCE II.

Encre sympathique bleue dont les caractères sont invisibles, mais qui paraissent par la chaleur, et disparaissent par le froid.

Cette encre dont on fait usage comme de la précédente se prépare de la manière suivante :

Prenez trente grammes (une once) de cobalt réduit en poudre; mettez-le dans une fiole et versez par-dessus soixante-un grammes (deux onces) d'acide nitrique pur. Exposez ce mélange à une chaleur modérée; lorsque le cobalt est dissous, ajoutez-y, par petites quantités, de la solution de potasse, jusqu'à ce qu'il ne se forme plus de précipité. Laissez déposer ce précipité, décantez le liquide qui le surnage, et lavez à plusieurs reprises le résidu dans de l'eau distillée, jusqu'à ce qu'il soit insipide. Faites-le dissoudre ensuite, à l'aide d'une chaleur modérée, dans une quantité suffisante de vinaigre distillé, ayant soin que la solution soit saturée, ce que vous reconnaîtrez lorsqu'une partie du précipité restera sans être dissoute après qu'il aura été bien digéré avec le vinaigre pendant quelque temps. A.

EXPÉRIENCE III.

Encre sympathique jaune dont les caractères sont invisibles, mais qui paraissent par la chaleur, et disparaissent par le froid.

Ecrivez sur du papier avec une solution étendue d'hydro-chlorate de cuivre. Lorsque les lettres seront sèches elles seront invisibles; mais si l'on fait chauffer le papier devant le feu, l'écriture prend une couleur jaune qui disparaît de nouveau quand le papier se refroidit.

Préparation de l'encre jaune sympathique.

Mettez dans de l'acide hydro-chlorique un léger excès de deutocide de cuivre (*l'oxide brun*).

La solution est d'une couleur vert-olive foncé; par l'évaporation elle produit des cristaux d'hydro-chlorate de cuivre de couleur vert-d'herbe, qui, dissous dans dix parties d'eau, forment cette encre. A.

EXPÉRIENCE IV.

Encre sympathique pourpre.

Au lieu d'employer l'acide nitro-hydro-chlorique comme pour l'encre verte (Expérience I), faites dissoudre le safre dans de l'acide nitrique; jetez-y du sous-carbonate de potasse (*sel de tartre*) peu à peu, pour éviter une trop grande effe-

vescence; laissez-la reposer, et, l'ayant tirée à clair, versez-y une suffisante quantité d'eau.

Les caractères écrits avec cette encre ne seront visibles que lorsqu'on présentera le papier au feu; ils prendront alors une couleur purpurine qui disparaîtra aussitôt que l'écriture sera refroidie.

EXPÉRIENCE V.

Encre sympathique rose.

Faites dissoudre le safre dans l'acide nitrique, et, au lieu de sous-carbonate de potasse, comme pour l'expérience précédente, mettez-y du salpêtre bien purifié, vous obtiendrez une encre rose qui disparaîtra en se séchant, et qui renaîtra par l'action de la chaleur.

Nota. On peut mêler ensemble les encres des Expériences I, II, IV et V, et produire des encres d'autres couleurs sans altérer leur vertu : en mêlant l'encre pourpre avec la verte on fera une encre bleue; en mêlant la pourpre avec la rose on aura une encre gris-de-lin.

EXPÉRIENCE VI.

Autres sortes d'encres sympathiques qui deviennent visibles par l'effet de la chaleur.

Faites dissoudre un gramme un quart (un scrupule) d'hydro-chlorate d'ammoniaque dans

soixante-un grammes (deux onces) d'eau pure. Ce que vous écrirez avec cette solution ne paraîtra qu'après avoir été échauffé sur le feu, ou après avoir passé dessus un fer un peu chaud.

Nota. Si l'on écrit avec de l'acide sulfurique affaibli, ou avec du jus de citron, d'oignon, du lait et beaucoup de suc de substances végétales, on produit des caractères invisibles qui ont la propriété de brunir par l'action de la chaleur.

§ II.

EXPÉRIENCE VII.

Encre invisible dont on fait paraître les caractères en les exposant à la lumière.

Écrivez sur du papier avec une solution de nitrate d'argent suffisamment étendue pour ne pas corroder le papier. Les caractères étant secs sont absolument invisibles, et ils resteront dans cet état, si le papier est soigneusement plié, ou s'il est à l'abri des rayons de la lumière; mais si l'on expose ce papier aux rayons du soleil, ou simplement à la lumière du jour, les caractères prennent de suite une couleur brune, et enfin ils deviennent noirs.

EXPLICATION. Ce changement de couleur est dû à la réduction partielle de l'oxide d'argent, qui perd par la lumière une partie de son oxigène: l'oxide se rapproche en conséquence de l'état métallique;

car si l'on examine l'écriture noire avec un bon microscope, on distingue parfaitement les particules du métal. A.

EXPÉRIENCE VIII.

Encre sympathique d'or.

Faites dissoudre de l'or dans de l'acide hydro-chloro-nitrique, jusqu'à ce que l'acide ne puisse plus en dissoudre; affaiblissez ensuite cette dissolution avec deux ou trois fois son poids d'eau commune. Faites une semblable dissolution d'étain fin.

Les caractères formés avec ces dissolutions restent invisibles tant qu'on ne les expose pas à l'air ou au soleil.

Si, après avoir écrit avec l'une de ces dissolutions, celle d'or par exemple, vous passez légèrement sur le papier un pinceau ou une éponge trempée dans l'autre dissolution, celle d'étain, les caractères paraîtront avec une belle couleur purpurine.

On peut effacer la couleur pourpre de cette encre en la mouillant avec de l'acide hydro-chloro-nitrique, et en la laissant ensuite sécher; on pourra la faire reparaitre une seconde fois avec la dissolution d'étain.

§ III.

EXPÉRIENCE IX.

Faire paraître une écriture invisible en plongeant le papier dans l'eau.

Si l'on trace des caractères avec une solution de nitrate de bismuth, ils seront invisibles lorsqu'ils seront secs; mais en mouillant le papier avec de l'eau, l'écriture paraîtra en caractères blancs opaques.

EXPLICATION. Ce phénomène est dû à la propriété qu'a le nitrate de bismuth lorsqu'il est humecté avec de l'eau, de déposer presque entièrement ce métal à l'état d'oxide blanc, ce qui rend visibles les caractères de l'écriture.

Le nitrate de mercure produit le même effet.

Si l'on sèche le papier, les caractères disparaissent. Cette expérience peut être répétée à plusieurs reprises avec le même succès. A. H.

EXPÉRIENCE X.

Autre manière.

Faites une forte solution d'alun dans de l'eau; écrivez avec cette liqueur sur du papier blanc, mais lâche et peu collé, tel que celui que l'on nomme vulgairement *papier d'office*, et laissez sécher. Quand vous voudrez rendre cette écriture

visible, trempez le papier dans l'eau et présentez-le au jour, ou bien étendez le papier sur une assiette, dans laquelle vous verserez de l'eau : le fond du papier, en se mouillant, deviendra gris, et l'écriture qui sera long-temps à s'imbiber d'eau restera blanche comme le papier était avant d'être mouillé, ce qui la rendra très-apparente.

Nota. C'est par ce même moyen qu'on empêche le papier de boire l'encre ou la couleur : à cet effet on trempe dans une dissolution d'alun le papier à écrire et les estampes que l'on veut colorier.

EXPÉRIENCE XI.

Autre manière.

Mélez une partie d'acide nitrique avec trois parties d'eau; écrivez avec ce mélange sur du papier fort et collé; l'écriture, lorsqu'elle sera sèche, sera invisible : pour la faire reparaitre, il suffira de mouiller le papier. Cette expérience peut se répéter plusieurs fois.

EXPÉRIENCE XII.

Faire paraître en caractères d'argent une écriture invisible.

Écrivez sur du papier avec une solution étendue de sur-acétate de plomb ordinaire; l'écriture sera absolument invisible. Pour rendre les caractères

lisibles, tenez le papier pendant que les lettres sont encore humides, sur une soucoupe contenant de l'eau imprégnée de gaz hydrogène sulfuré; les caractères prennent alors une couleur métallique, brillante et irisée.

EXPLICATION. L'hydrogène du gaz hydrogène sulfuré enlève de l'oxygène à l'oxide de plomb, ce qui ramène le plomb à l'état métallique. En même temps le soufre du gaz hydrogène sulfuré se combine avec le métal ainsi revivifié, et le convertit en un sulfure qui a le brillant métallique.

Les caractères invisibles tracés avec le nitrate ou l'acétate de bismuth deviennent également visibles, lorsqu'on passe légèrement par-dessus une solution de sulfure alcalin (*foie de soufre*) dans l'eau, ou qu'on les expose à la vapeur de ce sulfure alcalin qui est de l'hydrogène sulfuré. A.

On fait aussi, au moyen de l'orpiment (*sulfure d'arsenic*), une encre sympathique à peu près semblable à la précédente qui fait paraître les caractères invisibles tracés avec l'acétate de plomb. On la connaît sous le nom d'imprégnation de saturne.

Mettez quinze grammes (une demi-once) de sulfure d'arsenic pulvérisé avec trente grammes (une once) de chaux vive concassée, dans un matras assez grand pour contenir un quart de litre ou un demi-litre. Versez par-dessus ce mélange un quart de litre d'eau; remuez-le d'abord et mettez-le en digestion sur un bain de sable médiocrement

chaud, pendant l'espace de sept à huit heures : remuez-le deux ou trois fois dans les premières heures, et laissez-le reposer pendant le reste du temps.

La chaux et le sulfure produiront ensemble une masse tuméfiée d'une couleur bleuâtre, d'où s'exhalera une forte odeur d'hydrogène sulfuré; l'eau qui surnagera sera très-claire; vous la décanterez en inclinant un peu le matras et vous la conserverez dans un flacon de verre bien bouché. Si vous l'avez troublée en la tirant du matras, vous la filtrerez par le papier gris, avant de la mettre dans la bouteille.

Versez ensuite soixante grammes (deux onces) de bon vinaigre distillé dans un matras de verre. Mettez le vaisseau sur un bain de sable fort doux, et jetez dedans peu à peu du protoxide de plomb fondu (*litharge*) en poudre, autant que le vinaigre en pourra dissoudre; après quoi vous laisserez refroidir et reposer la liqueur, jusqu'à ce qu'elle vous paraisse bien claire. Si vous la pouvez décanter sans la troubler, vous la verserez dans un flacon de verre que vous boucherez bien; sinon vous la filtrerez bien auparavant. Cette liqueur est de l'acétate de plomb.

En préparant ces deux liqueurs, prenez bien garde qu'elles n'aient aucune communication entre elles, soit par les vaisseaux et autres instrumens, soit même par une trop grande proximité; car pour peu que la première se mêle avec la seconde, ne

fût-ce que par sa vapeur, elle lui fera perdre sa limpidité et elle la mettra hors d'état de former des caractères invisibles.

Avec la première liqueur, on écrit ou l'on dessine ce que l'on veut sur un morceau de papier blanc. On met le papier qui ne porte aucune marque d'écriture quand il est sec, dans les premières feuilles d'un livre de quatre à cinq cents pages; on étend ensuite avec une petite éponge sur la dernière feuille du livre, ou sur un morceau de papier que l'on place à la fin du volume, un peu de la deuxième liqueur, et l'on tient le livre fermé pendant trois ou quatre minutes.

Quand on retire le papier écrit qu'on avait mis dans le livre, on trouve coloré d'un brun noir tout ce qu'on y avait écrit ou dessiné, et l'on ne rencontre rien de semblable dans tout le reste du livre: cet effet n'est produit que par la vapeur de la liqueur, qui pénètre à travers les feuillets du livre, va se joindre à la première liqueur, et opère par ce mélange sa coloration.

EXPLICATION. Elle est analogue à la précédente.

Comme il entre dans la composition de la première liqueur une matière arsenicale, il ne faut pas la porter à la bouche, ni la laisser manier imprudemment par des enfans ou d'autres personnes qui n'en connaissent pas les conséquences: les drogues de cette espèce doivent être gardées dans un lieu fermé à la clef.

EXPÉRIENCE XIII.

Encre sympathique verte qui devient bleue lorsqu'on l'expose au-dessus d'un liquide, et qui reprend sa couleur primitive lorsqu'on l'expose à l'air.

Écrivez sur du papier avec une solution de sulfate de cuivre. Les caractères ou l'écriture seront d'une couleur verte.

Lorsque la solution est étendue, les lettres sont invisibles, mais si l'on tient le papier au-dessus d'un vase ou d'une soucoupe contenant de l'ammoniaque, l'écriture prend une couleur bleue qu'on fait disparaître de nouveau en approchant le papier du feu ou en l'exposant à l'air pendant quelque temps.

EXPLICATION. La vapeur ou le gaz ammoniaque de l'ammoniaque liquide se combine avec le sulfate de cuivre et forme avec lui le sel triple appelé sulfate de cuivre et d'ammoniaque qui est d'une belle couleur bleue ; ce composé est ensuite détruit quand on tient le papier près du feu ou quand on l'expose simplement à l'air libre.

EXPÉRIENCE XIV.

Donner une couleur bleue à une écriture invisible, au moyen d'une liqueur incolore.

Écrivez sur du papier avec une solution étendue de sulfate de fer. Les lettres lorsqu'elles sont sèches sont invisibles, mais en passant sur l'écriture une

plume ou une éponge humectée avec une solution d'hydro-cyanate de potasse (*prussiate de potasse*), les lettres prendront une couleur bleue. On peut faire l'expérience d'une manière inverse en écrivant avec de l'hydro-cyanate de potasse, et rendre les caractères visibles au moyen du sulfate de fer.

EXPLICATION. Dans cette expérience l'acide hydro-cyanique de l'hydro-cyanate de potasse, se combine avec l'oxide de fer du sulfate de fer et produit du bleu de Prusse.

EXPÉRIENCE XV.

Donner à l'instant une couleur noire à une écriture invisible, au moyen d'une liqueur limpide.

Écrivez sur du papier avec une solution étendue de sulfate vert de fer : quand l'écriture est sèche, les lettres ne paraissent point; mais passez sur le papier une plume ou une éponge trempée dans de l'infusion de noix de galle, les caractères deviendront sur-le-champ visibles et prendront une couleur noire. On peut faire l'expérience d'une manière inverse en écrivant avec la teinture de galle, et rendre les caractères visibles par le moyen du sulfate de fer.

EXPLICATION. Cet effet est produit par le tan et l'acide gallique de la noix de galle, qui, mêlés à l'oxide de fer du sulfate de fer, forment de l'encre à écrire commune.

EXPÉRIENCE XVI.

Encre qu'on fait disparaître en la lavant.

Prenez de la paille d'avoine ; brûlez-la en vase fermé, de sorte qu'elle reste noire ; réduisez-la en poudre très-fine et mettez-la dans de l'eau : vous aurez une encre que vous ferez disparaître en passant dessus une éponge trempée dans de l'eau ou dans toute autre liqueur.

Pour éviter de faire paraître une écriture cachée, on peut écrire avec cette encre des choses indifférentes , et avec l'encre précédente ou une autre, les choses que l'on veut cacher. En passant sur le papier une éponge imprégnée de solution de sulfate de fer ou de teinture de noix de galle , on efface l'encre fausse et l'on fait paraître la véritable écriture.

EXPÉRIENCE XVII.

Encre qui se colore dans l'eau.

Mettez un peu d'encre ordinaire dans le fond d'un petit verre ; versez dessus quelques gouttes d'acide nitrique ou d'acide sulfurique : l'encre se décolorera et la liqueur restera claire comme de l'eau pure.

Écrivez avec cette liqueur décolorée ; laissez sécher l'écriture, elle disparaîtra absolument : vous la ferez reparaitre en trempant le papier dans l'eau pendant quelques instans, ou mieux en passant sur

l'écriture un pinceau trempé dans une solution de potasse.

EXPLICATION. Le fer du sulfate de fer qui entre dans la composition de l'encre, est déplacé de sa combinaison avec l'acide gallique par l'acide nitrique ou sulfurique; mais en ajoutant de l'eau, l'acide sulfurique est affaibli et l'acide gallique se combine de nouveau avec le fer. Si l'on emploie la potasse, l'acide sulfurique se combine avec cet alcali et abandonne le fer. — *Voyez* ENCRE.

EXPÉRIENCE XVIII.

Tracer des lettres noires sur le papier en écrivant avec de l'eau.

Prenez de l'encre sèche, dont nous avons parlé au mot *Encre*, Expérience I; réduisez-la en poudre impalpable; frottez le papier avec cette poudre au moyen d'une patte de lièvre; écrivez ensuite sur ce papier avec de l'eau ordinaire : les lettres deviendront noires.

EXPLICATION. L'encre en poudre est de l'encre ordinaire moins de l'eau; en ajoutant de l'eau aux particules d'encre adhérentes au papier, on fait de l'encre liquide.

EXPÉRIENCE XIX.

Autres sortes d'encres sympathiques.

On peut faire paraître en couleur d'or, les caractères écrits avec du nitrate de mercure d'un

jaune pâle, si l'on plonge le papier dans une solution de sulfate de potasse ; ou de couleur orangée, avec une solution de potasse ; et enfin d'un brun café, si l'on fait passer par-dessus un peu de dissolution d'or.

§ IV.

EXPÉRIENCE XX.

Caractères invisibles qu'on fait paraître en y répandant quelque poudre.

On peut tracer sur le papier des caractères invisibles avec tous les sucS glutineux et non colorés des fruits ou des plantes, ou bien avec la bière, l'urine, le lait des animaux et toutes les différentes liqueurs grasses et visqueuses. Quand l'écriture est sèche, on répand dessus légèrement et en remuant le papier, quelque terre ou quelque poussière colorée réduite en poudre fine, du charbon ou du papier brûlé ; on secoue ensuite le papier, et les caractères écrits restent colorés, parce qu'ils sont formés d'une espèce de glu qui retient la poudre

EXPÉRIENCE XXI.

Papier pour écrire des caractères invisibles.

PRÉPARATION. Ayez de la graisse de porc, qu'on nomme communément sain-doux, et l'ayant bien exactement mêlée avec un peu de térébentine,

prenez-en une petite partie, et étendez-la très-également et bien légèrement sur du papier fort mince : servez-vous à cet effet d'une petite éponge très-fine.

EFFET. Lorsque vous voudrez faire usage de cette préparation pour écrire secrètement une lettre à un ami, posez ce papier ainsi préparé sur celui que vous devez envoyer, et tracez ce que vous voulez écrire, en vous servant d'un stylet un peu émoussé ; de cette manière, il s'attachera une matière grasse au deuxième papier sur tous les endroits où le stylet aura passé. Celui qui recevra votre lettre pourra la lire en y semant quelque poussière de couleur ou du charbon tamisé très-fin. (GUYOT.)

EXPÉRIENCE XXII.

Application du procédé ci-dessus pour tracer facilement toutes sortes de dessins.

PRÉPARATION. Mêlez exactement dans la composition ci-dessus, un peu de noir de fumée bien fin et enduisez - en fort légèrement un papier très-mince ; essuyez-le bien également jusqu'à ce qu'en le posant sur un papier blanc, et appuyant la main dessus ce premier papier, il ne puisse tacher l'autre en aucune façon.

EFFET. Lorsque vous aurez attaché sur ce papier le dessin dont vous voulez former le trait, et posé le tout sur un papier blanc, vous pourrez, en sui-

vant correctement avec un stylet tous les traits du dessin, les transporter sur ce dernier papier. Il en sera de même si, au lieu de papier, vous employez de la toile un peu fine ou du taffetas; de cette manière il sera facile, sans savoir dessiner, de peindre des fleurs sur des étoffes; il suffira après qu'elles sont tracées, de les enluminer et de les nuancer dans les couleurs les plus convenables, en employant des couleurs liquides fort légères (1), afin qu'elles ne soient pas sujettes à s'écailler et même à s'étendre, si les étoffes venaient à être un peu mouillées.

Nota. Si l'on emploie cette méthode pour peindre des robes ou d'autres ajustemens, il faut avoir soin que le dessin dont on se sert, se rapporte de tous les côtés; si l'on n'avait point de dessin, on pourrait copier celui de quelque étoffe, en la couvrant d'un papier vernis, sur lequel on tracerait tous les traits; alors il suffirait d'en copier une partie, c'est-à-dire jusqu'aux endroits où de part et d'autre le dessin se répète. (GUYOT.)

EXPÉRIENCE XXIII.

Bouquet magique par l'encre de sympathie.

On fera faire par des ouvriers en fleurs artificielles une certaine quantité de feuilles avec du

(1) Les meilleures couleurs à employer sont le vert-d'eau, le carmin, la gomme gutte, le bleu de Prusse liquide, la liqueur faite avec la suie de cheminée, qu'on nomme *bistre*; le vert de vessie et la pierre de fiel.

parchemin blanc et de petites fleurettes de toile ou coton blanc, telles que des roses, des jonquilles, des œillets, etc. Lorsqu'on aura ces différentes fleurs et feuilles, on trempera les roses dans de l'eau acidulée, les jonquilles dans l'encre sympathique jaune (1), les œillets dans du jus de citron, et les feuilles dans une solution alcaline. On laissera sécher le tout, et on les assemblera ensuite pour en former plusieurs petits bouquets, lesquels paraîtront tous blancs et seront en état de servir, soit le même jour, soit plusieurs jours après leur préparation.

Si l'on trempe un de ces bouquets dans un vase rempli d'eau, contenant de l'infusion ou de la teinture de tournesol, toutes les fleurs différentes et les feuilles de ces bouquets se coloreront aussitôt, eu égard aux différentes espèces de liqueurs sympathiques dans lesquelles elles auront été trempées. On prendra donc un de ces bouquets, et, après avoir fait remarquer que toutes les fleurs dont il est composé sont parfaitement blanches, on le trempera dans le vase qui contient la liqueur vivifiante, et on le retirera aussitôt, en faisant observer que chacune des différentes fleurs, ainsi que les feuilles, ont pris à l'instant la nuance des couleurs qui leur sont propres.

(1) On la prépare en faisant infuser pendant huit à dix jours des fleurs de soucy dans du vinaigre blanc.

On peut aussi faire usage des encres sympathiques du § I. Il suffit alors de présenter le bouquet près du feu pour le colorer. L'expérience peut être répétée plusieurs fois avec le même bouquet.

EXPÉRIENCE XXIV.

L'oracle magique.

On écrit sur plusieurs feuilles de papier des questions avec de l'encre ordinaire, et au-dessous on écrit les réponses avec de l'encre sympathique (§ I). On doit avoir plusieurs feuilles portant la même question, et des réponses différentes, afin que l'artifice soit moins aisé à soupçonner.

Ayez ensuite une boîte que vous appellerez *l'autre de la sibylle*, ou autrement, et qui dans son couvercle contiendra une plaque de fer très-chaude, en sorte que son intérieur puisse être échauffé jusqu'à un certain degré.

Après avoir fait choisir des questions, vous prendrez les feuilles choisies, et vous direz que vous allez les envoyer à la sibylle ou à l'oracle pour en avoir la réponse, et vous les placerez dans la boîte échauffée; enfin, après quelques minutes, vous les retirerez et vous montrerez les réponses écrites. Il faut bien vite remettre à part ces feuilles; car si elles restaient entre les mains des témoins du tour, ils s'apercevraient que les réponses s'effacent peu à peu, à mesure que le papier se refroidit.

EXPÉRIENCE XXV.

L'écriture dans la poche.

PRÉPARATION. Prenez plusieurs petits carrés de papier, en tête desquels vous écrirez avec de l'encre ordinaire diverses questions, et servez-vous de l'encre sympathique d'or (Expérience VIII) pour écrire au-dessous d'elles leurs réponses.

Récréation.

Conservez tous ces petits papiers en les tenant bien enfermés dans un livre ou dans un portefeuille, jusqu'à ce que vous vouliez vous en servir; présentez-les alors à une personne, et dites-lui d'y choisir la question qu'elle voudra; et lui ayant fait remarquer qu'il n'y a rien autre chose écrit sur ce papier, dites-lui de le mettre dans sa poche, de l'emporter chez elle, et de le mettre sur sa cheminée ou dans tout autre endroit où il ne soit pas enfermé, afin que pendant la nuit vous trouviez le moyen de transcrire une réponse au bas de cette question, qui se trouvera effectivement visible dès le lendemain, si le papier a été mis dans un endroit sec.

Nota. Comme cette encre marque un peu le papier d'une petite teinte jaunâtre, il faut se servir d'un papier d'un blanc un peu sale, tel que le papier commun. (GUYOT.)

EXPÉRIENCE XXVI.

Plusieurs questions étant transcrites sur des cartes, faire trouver leurs réponses au bas de celle d'entre elles qu'une personne aura choisie à son gré.

PRÉPARATION. Ayez une certaine quantité de cartes, au revers de chacune desquelles vous écrirez avec de l'encre ordinaire (1) une question quelconque, dont la réponse puisse être faite en peu de mots, ou, s'il se peut, en un seul mot. Transcrivez ces réponses au bas des questions, en vous servant à cet effet d'une solution de sulfate de fer.

Ayez deux cartes où il n'y ait point de réponses transcrites, et qui aient été légèrement et également humectées avec une infusion de noix de galle : à cet effet, renfermez-les un quart-d'heure avant de vous en servir, et tenez-les en presse entre des papiers qui en aient été eux-mêmes imbibés. Mettez ces deux cartes au-dessous du jeu, afin qu'elles ne communiquent pas leur humidité aux autres cartes; observez encore que ces cartes soient des figures, afin que si elles viennent à se tacher un peu lorsqu'elles seront posées sur les réponses qu'elles doivent faire paraître, on ne puisse pas s'en apercevoir.

(1) Il faut employer de l'encre qui ne soit pas bien noire ni luisante.

Récréation qui se fait avec ces cartes.

On mêlera le jeu sans déranger les deux dernières cartes, et on le présentera à une personne, en lui disant d'y prendre une certaine quantité de questions, afin d'y choisir celle au bas de laquelle elle désire que l'on fasse paraître la réponse. Lorsqu'elle l'aura choisie, on lui demandera le restant des cartes, qu'on mêlera de nouveau dans le jeu, pour le présenter de même à une deuxième personne, afin qu'elle y choisisse aussi pareillement une autre question ; on dira à ces deux personnes de bien remarquer sur quelle carte sont écrites les questions qu'elles ont choisies ; et coupant le jeu sur la table, on fera mettre la première question sous la carte humectée qui était la dernière au-dessous du jeu ; coupant ensuite le jeu à l'avant-dernière carte (1), également humectée, et qui se trouve alors vers le milieu du jeu, on y fera mettre la question choisie par la seconde personne : au moyen de quoi elles se trouveront placées de manière à recevoir l'humidité des deux cartes qui ont été imprégnées de l'infusion de noix de galle ; on serrera alors le jeu dans sa main pendant un moment, et l'on demandera à ces deux personnes quelles sont les cartes sur lesquelles étaient écrites

(1) On peut mettre cette dernière carte plus large, afin d'y couper avec plus de facilité.

leurs questions ; on retournera le jeu pour y chercher ces deux cartes, et l'on fera voir que les réponses qui y sont analogues s'y trouvent transcrites, et que ce sont bien certainement celles qu'elles ont prises, puisqu'il ne se trouve dans le jeu aucune carte qui leur soit semblable. (GUYOT.)

EXPÉRIENCE XXVII.

Faire naître la réponse d'une demande secrète, ou l'urne aux oracles.

Prenez plusieurs morceaux de papier sur lesquels vous écrirez des demandes avec de l'encre ordinaire ; écrivez au bas de chaque demande une réponse avec une dissolution de sur-acétate de plomb ou de nitrate de bismuth, etc., et laissez sécher le papier.

Lorsque l'on aura choisi une question, faites poser le papier sur lequel elle est écrite au-dessus d'un verre préalablement rincé avec une solution de sulfure alcalin. Après une minute, la réponse sera écrite sur ce papier, sans que vous y ayez touché et au grand étonnement des spectateurs.

EXPÉRIENCE XXVIII.

Lettre magique.

On écrit avec de l'encre ordinaire, sur différentes feuilles de papier, diverses questions, telles qu'on puisse y répondre d'un seul mot. La réponse s'é-

crit avec une forte dissolution de sulfate de fer dans l'eau, ou avec du jus de citron ou d'oignon. On présente ces différentes questions à une personne pour qu'elle en choisisse une à son gré. On plie ce papier en forme de lettre, de manière que la réponse se trouve directement sous l'endroit du cachet qui doit être à la cire, et lorsqu'on décachète la lettre, on trouve la réponse écrite.

EXPÉRIENCE XXIX.

Faire voir le simulacre d'une fleur après l'avoir détruite.

Prenez une fleur naturelle, et dessinez-la sur un papier le plus correctement que vous pourrez, quoique d'une manière un peu confuse, en vous servant à cet effet d'une encre glutineuse indiquée dans le § IV. Laissez-le sécher, faites une marque à ce papier, et mêlez-le avec d'autres feuilles afin qu'on ne présume pas qu'il s'y trouve quelque chose de préparé (1). Vous ferez brûler une semblable fleur naturelle, et vous annoncerez que vous allez en faire voir le simulacre au moyen d'un tamis qui a la vertu de séparer et de rassembler toutes les parties que le feu a détruites. Vous y jetterez la cendre de la fleur avec quelqu'autre

(1) On peut dessiner cette fleur sur plusieurs papiers semblables, afin d'en donner le choix.

poudre que vous supposerez propre à revivifier toutes les parties de cette plante; et, après avoir tamisé cette poudre, vous retirerez le papier, vous le secouerez, et vous ferez voir l'image de la plante qui a été brûlée (1).

On peut se passer de tamis : alors on saupoudre le papier avec les doigts.

Si l'on a des poudres de différentes couleurs, on en mettra de la verte à l'endroit des feuilles, et d'une autre couleur à la fleur, etc. (GUYOT.)

Nota. On se rappelle que les encres glutineuses ont la propriété de retenir les substances pulvérolentes.

EXPÉRIENCE XXX.

Tableau qui représente alternativement l'hiver et l'été.

Ayez une estampé représentant l'hiver, qui soit très-peu chargée de gravure, c'est-à-dire qui ne soit gravée qu'au simple trait, et telle qu'on en trouve chez les marchands d'estampes, parmi les cahiers de gravures qui servent à apprendre à dessiner le paysage; peignez et ajoutez-y (avec l'encre sympathique verte et aux endroits convenables) des feuilles en observant de vous servir d'une encre plus faible pour feuiller les arbres qui sont dans

(1) Cette image pourra être nuancée, si vous avez tracé cette plante en la chargeant plus légèrement d'encre aux endroits qui doivent être le moins chargés en couleur.

les lointains ; employez les autres encres du § 1 à peindre les objets auxquels leurs couleurs peuvent avoir quelque rapport. Cette préparation étant faite, laissez sécher le tout, et mettez votre estampe sous un cadre garni d'un verre ; couvrez-la par derrière d'un papier qui soit seulement collé sur cette bordure.

EFFET. Lorsqu'on présentera ce tableau à un feu modéré, ou qu'on l'exposera pendant quelque temps à l'ardeur du soleil, tous les objets colorés qui étaient restés invisibles paraîtront ; les arbres se garniront de feuilles ; et ce tableau, qui représentait l'hiver, offrira tout-à-coup l'image du printemps ; aussitôt qu'il sera refroidi, il reprendra son premier état, ce qui procurera la satisfaction de répéter cet amusement autant de fois qu'on jugera à propos.

On peut, suivant cette méthode, peindre de semblables sujets sur des écrans ; ils paraîtront lorsqu'on en fera usage pour se garantir de l'ardeur du feu. (GUYOT.)

Nota. Ces encres sympathiques peuvent s'appliquer à différens amusemens de ce genre, dont le détail serait ici superflu.

ÉTAMAGE.

Moyen facile d'étamer le verre.

Prenez de mercure bien pur trente grammes (une once), bismuth quinze grammes (une demi-once),

étain et plomb de chaque 8 grammes (un quart d'once); faites fondre l'étain et le plomb ensemble dans un creuset ; ajoutez - y le bismuth écrasé en petits morceaux. Quand le tout sera bien fondu , laissez-le refroidir jusqu'à ce qu'il commence à se solidifier ; versez-y alors le mercure ; lorsque le mélange sera refroidi , vous l'écumerez.

Pour étamer un globe de verre , vous aurez soin d'en bien nettoyer l'intérieur , et de le faire chauffer modérément ; vous y verserez doucement l'amalgame au moyen d'un entonnoir à long bec , afin que le métal ne fasse point d'éclaboussures qui gâteraient l'ouvrage ; vous tournerez bien doucement le globe en tous sens , après quoi vous verserez dans un vase l'excédent de l'amalgame.

Le verre des globes doit être beau.

Si l'amalgame se trouvait trop liquide , on pourrait y ajouter de l'étain et du bismuth.

FIN DU PREMIER VOLUME.



