

insoluble dans l'eau : selon Kirvan, ce liquide n'en dissout que les 0,00084 de son poids; il est très peu soluble dans l'acide sulfurique en excès, insoluble dans l'acide nitrique. Soumis à l'action de la chaleur dans des vaisseaux fermés, il supporte un haut degré de chaleur sans s'altérer; chauffé sur des charbons, il se convertit d'abord en sulfure, ensuite il y a volatilisation du soufre et réduction du métal. Le sulfate de plomb, selon M. Berzelius, est composé, sur 100 parties, de 26,32 d'acide, et de 73,68 de protoxide de plomb. (Berzelius.)

Si, dans l'analyse d'un sel de plomb, on obtient par précipitation 100 parties de ce sel insoluble, on en conclura que ce sel contenait 73,68 de protoxide, et par suite la quantité de métal, en déduisant de ces 73,68 la quantité d'oxigène, qui est bien connue. Le sulfate de soude, dans le même cas, est employé de préférence à l'acide sulfurique.

Cet acide est employé pour reconnaître la baryte et la strontiane. Versé dans des solutions préparées avec ces sels, il donne lieu à des précipités ou sels insolubles, blancs, pulvérulens, inaltérables au feu.

Les sulfates obtenus diffèrent l'un de l'autre par quelques-unes de leurs propriétés. En effet, le sel de baryte précipité (le sulfate) est plus pesant, presque entièrement insoluble dans l'eau; soumis à l'action du chalumeau, il colore la flamme en jaune; à une haute température, il se convertit en un globule blanc, opaque. Le sulfate de strontiane est moins pesant,

plus soluble dans l'eau; chauffé au chalumeau, il colore la flamme en rouge-pourpre.

On peut employer l'acide sulfurique pour distinguer l'indigo de l'hydro-cyanate de fer (*le bleu de Prusse*). La première de ces substances est soluble dans cet acide pur, sans que sa couleur soit altérée, tandis que la seconde se décolore complètement.

M. Kirchoff a employé l'acide sulfurique étendu d'eau, pour convertir la fécule en sirop. M. Braconnot, chimiste de Nancy, s'est assuré depuis, que l'on pouvait convertir en matière sucrée, par le même moyen, les chiffons, la sciure de bois, la gélatine animale, etc. Pour obtenir le sucre résultant de cette réaction, on sature l'acide sulfurique par le sous-carbonate de chaux; le sulfate de chaux formé se précipite, on le sépare de la matière sucrée par filtration; le liquide clair, évaporé, donne alors un sirop qui cristallise confusément ou qui se prend en masse très compacte, si l'on rapproche le liquide jusqu'à ce qu'il soit à une densité de 46 degrés au pèse-sirop de Baumé.

L'acide sulfurique, étendu d'eau et marquant au pèse-acide Baumé 10°, équivalent 0,075 d'acide à 1845, poids spécifique (ou à 66° de l'aréomètre de Baumé), est employé pour reconnaître la quantité d'alcali contenue dans les sodes et potasses qu'on trouve dans le commerce. On prend pour point de comparaison la quantité d'acide qu'exigent, pour leur saturation, 100 parties de sous-carbonate de soude ou de potasse à

l'état de pureté, et l'on fait comparativement l'essai de la soude et de la potasse que l'on veut examiner. 5 gram. de sous-carbonate de soude sec et pur exigent 49,47 d'acide à 10°; 5 grammes de sous-carbonate de potasse sec et pur exigent, pour leur saturation, 42,40 d'acide sulfurique à 10°.

Descroisilles a construit, pour l'essai des potasses et des sodes, un tube divisé en degrés; à l'aide de cet instrument, nommé *alcalimètre*, on peut constater promptement quelle est la quantité d'alcali contenue dans les sodes et potasses du commerce. Quoique cet instrument soit d'un usage commode et très facile, il y a cependant une foule de contestations sur les degrés ainsi obtenus: elles résultent, en général, du peu d'attention qu'apportent les personnes qui font ces essais, de la précipitation qu'on met en faisant l'opération, du défaut de précision dans l'observation de la hauteur de l'acide dans le tube gradué, de la variation du volume dans les différences de la température atmosphérique, enfin, de la nature de la matière colorante (bleue végétale) qu'on emploie. Pour déterminer le point de saturation, on devrait s'imposer l'obligation de suivre des règles données pour préparer la teinture de tournesol, afin qu'elle fût toujours chargée d'une égale quantité de matière colorante et qu'elle ne contînt pas un excès d'alcali trop considérable. Quelques personnes emploient, mais à tort, le sirop de violettes. En effet, la matière colorante de la violette jouissant

de la propriété d'être virée au vert par les sulfites, ces sels, qui se rencontrent souvent dans les sodes, indiquent une richesse alcalimétrique illusoire, puisqu'ils ne contribuent en rien à la saponification des huiles, et qu'ils sont en général nuisibles dans la plupart des usages auxquels les alcalis du commerce sont destinés. Il est assez ordinaire que l'emploi comparé de ces deux matières colorantes (tournesol et violettes) dans les saturations des sodes ou des potasses, donne une différence de 6 à 10 degrés alcalimétriques sur 100 de soude du commerce, contenant à peu près $\frac{5}{100}$ de soude pure.

Le papier de tournesol, moins sensible que la teinture, présente l'avantage d'avoir presque toujours le même degré de coloration. Il arrive cependant quelquefois que le tournesol qui sert à préparer le papier contient un trop grand excès d'alcali; d'où il suit qu'il faut une plus forte proportion d'acide pour saturer cet alcali porté sur le papier, et par conséquent pour faire virer au rouge la matière colorante: afin de parer à cet inconvénient et rendre ce papier d'essai plus sensible, on doit le tremper dans de l'acide acétique très faible, au point nécessaire pour faire passer la couleur bleue au violet.

MM. Gay-Lussac et Welter ont publié des observations sur les erreurs qui peuvent être occasionées dans l'essai des *alcalis*, par la présence des sulfures, sulfites et hypo-sulfites qui s'y trouvent mêlés, et qui neutralisent pendant la saturation une certaine quan-

tité d'acide. Pour obvier à cet inconvénient, ils prescrivent de traiter 10 grammes de l'alcali qui contient ces sels, par une petite quantité de chlorate de potasse, à l'aide de la chaleur, et de faire l'essai sur le résidu de la calcination. On convertit par cette opération les sulfures et les sulfites en sulfates inertes pour la saturation, et qui ne peuvent causer d'erreur sur la quantité d'acide sulfurique employée (1).

On emploie utilement l'acide sulfurique très affaibli, pour faire passer au rouge le papier bleu de tournesol. Le papier rougi par cet acide a l'avantage de ne pas passer au bleu, ce qui arrive assez souvent lorsqu'il a été rougi par l'acide acétique; mais la couleur rouge produite est plus difficile à faire virer au bleu, et par conséquent ce papier est moins sensible.

L'acide sulfurique indique la présence du tellure en dissolution, en faisant prendre au liquide une couleur améthyste.

On peut se servir de cet acide pour reconnaître s'il est resté du citrate de chaux en quantité notable dans l'acide citrique. Lorsque cet acide contient de ce sel, il y a précipitation de sulfate de chaux; si, au contraire, l'acide citrique est pur, il ne donne aucun précipité par l'acide sulfurique.

(1) Si l'on agit sur une soude brute, on dissout dans l'eau les parties solubles, on y ajoute un peu de chlorate de potasse, on évapore, on calcine, et l'on fait l'essai par l'acide sulfurique sur le résidu. (Voir le chapitre qui traite de l'Analyse.)

Cet acide peut faire reconnaître la plupart des sels, qu'il décompose; en s'unissant à l'oxide pour former de nouveaux combinés, il met à nu l'acide; celui-ci, devenu libre, peut se conduire de plusieurs manières, selon ses propriétés. Ainsi il y a des acides qui se dégagent à l'état gazeux, d'autres qui restent en dissolution dans le liquide, d'autres enfin qui se déposent en prenant une forme cristalline. Il sépare

l'acide hydro-chlorique des hydro-chlorates,

l'acide nitrique des nitrates,

l'acide nitreux des nitrites,

l'acide carbonique des carbonates,

l'acide fluorique des fluates,

l'acide sulfureux des sulfites,

l'acide acétique des acétates,

l'acide hydro-sulfurique des hydro-sulfates,

le chlore des chlorates (1).

Il précipite l'acide benzoïque des benzoates,

l'acide borique des borates, etc., etc.

Ces acides ont des caractères particuliers qui les font reconnaître: ainsi l'acide hydro-chlorique se dégage sous forme de vapeurs blanches piquantes que l'ammoniaque fait reconnaître en les rendant beaucoup plus abondantes et plus opaques. Ce dernier moyen, l'emploi de l'ammoniaque, est utile lorsque les vapeurs sont en trop petite quantité pour être recon-

(1) L'acide sulfurique versé sur le chlorate de potasse donne lieu au dégagement d'un mélange de chlore et de deutoxide de chlore. Quelquefois le dégagement a lieu avec détonation.

nues à leur odeur piquante particulière. Les vapeurs d'acide hydro-chlorique recueillies dans l'eau et mises en contact avec la solution de nitrate d'argent, donnent un précipité blanc cailleboté, insoluble dans l'eau et dans l'acide nitrique, soluble dans l'ammoniaque, susceptible d'être réduit par la potasse, à l'aide de la chaleur, par le gaz hydrogène, etc., et de fournir de l'argent métallique.

L'acide nitrique se dégage des nitrates sous forme de vapeurs blanches ; si l'on ajoute de la limaille de fer ou de cuivre au nitrate, que l'on traite par l'acide sulfurique, on obtient un dégagement de vapeurs rutilantes qui sont du gaz acide nitreux. Le même effet a lieu si le nitrate est mêlé à quelque autre corps combustible, ou s'il est sec ; dans ce dernier cas, l'acide nitrique, qui ne peut exister anhydre, est en partie décomposé, et il laisse dégager de l'acide nitreux sous forme de vapeurs rouges.

L'acide carbonique obtenu des carbonates se dégage avec effervescence et dégagement d'un gaz invisible, piquant les narines. Ce gaz, reçu dans de l'eau de chaux ou de baryte, précipite ces solutions à l'état de sous-carbonates de chaux ou de baryte, pourvu toutefois que l'acide carbonique ne soit pas en excès. Dans ce dernier cas, les carbonates formés seraient redissous par l'excès d'acide carbonique, et ils ne pourraient être aperçus que lorsqu'on aurait chassé l'excès d'acide carbonique par l'ébullition.

L'acide fluorique, séparé des fluates, se volatilise

en fournissant des vapeurs denses qui corrodent le verre. Ces vapeurs sont blanches ; reçues dans l'eau, elles laissent précipiter une poudre blanche, si l'action de l'acide sulfurique a eu lieu dans un vase de verre. (On se sert de cette propriété du gaz acide fluorique pour graver sur verre.)

L'acide sulfureux, dégagé des sulfites, est reconnaissable à son odeur particulière, qui est la même que celle qui se fait sentir quand on détermine l'inflammation d'une allumette soufrée.

L'acide acétique, séparé des acétates, est facile à reconnaître à l'odeur piquante et agréable qui lui est particulière.

Le chlore, dégagé des chlorates, est mêlé de deutroxyde de chlore ; il se présente avec une couleur jaune et une odeur caractéristique.

L'acide hydro-sulfurique, obtenu des hydro-sulfates, est reconnaissable à son odeur, semblable à celle des œufs pourris. L'eau dans laquelle on fait passer cet acide précipite en noir les sels de plomb, d'argent, de bismuth, etc.

L'acide borique, qu'on sépare des borates, se précipite en cristaux lamelleux, brillants et nacrés, solubles dans l'alcool. L'alcool saturé d'acide borique brûle avec une flamme verte.

L'acide benzoïque, séparé des benzoates, se dépose sous forme d'aiguilles qui, chauffées, répandent des vapeurs odorantes, agréables.

L'acide sulfurique est mis en usage pour distinguer

la soude d'avec la potasse, en se basant sur ce que les sels qui résultent de l'action de cet acide sur ces deux bases diffèrent par leurs formes cristallines, leur saveur et leur degré de solubilité. En effet, lorsqu'on fait évaporer deux solutions saturées par cet acide, l'une de potasse, l'autre de soude, la première donne par refroidissement des petits cristaux grenus, opaques, peu solubles, craquant sous la dent, se fondant lentement dans la bouche et qui sont peu sapides; la seconde (celle de soude) fournit des cristaux prismatiques allongés, transparens, très solubles dans l'eau, se fondant rapidement dans la bouche: ces cristaux ont une saveur salée, amère et désagréable; si on les expose à l'action de l'air, ils s'effleurissent très promptement, et perdent ainsi 54 centièmes de leur poids d'eau de cristallisation.

Comme il est souvent utile de connaître la quantité d'acide sulfurique contenue dans des mélanges faits en diverses proportions avec cet acide et l'eau pure, nous avons cru devoir faire connaître la table suivante, dont les principales divisions ont été données par M. Vauquelin, et les subdivisions par M. d'Arcet. Cette table indique ces rapports pris à la température de 10°.

Degrés à l'aréomètre de Baumé.	Quantité d'acide à 66°.	Quantité d'eau.	Poids spécifique.
50	6,60	93,40	1,025
10	11,73	88,27	1,076
15	17,39	82,61	1,114
20	24,01	75,99	1,162
25	30,12	69,88	1,210
30	36,52	63,48	1,260
35	43,21	56,79	1,315
40	50,41	50,59	1,375
45	58,02	41,98	1,466
46	59,85	40,15	"
47	61,32	38,68	1,482
48	62,08	37,92	1,500
49	64,37	35,63	1,515
50	66,45	33,55	1,532
51	68,03	31,97	1,550
52	69,03	30,97	1,566
53	71,17	28,83	1,586
54	72,07	27,93	1,603
55	74,32	25,68	1,618
60	82,34	17,66	1,717
66	1,00	100,00	1,845

L'acide sulfurique, mêlé au chlore et à l'amidon, a été employé par M. Barruel, chef des travaux chimiques de la Faculté de Médecine de Paris, pour reconnaître le mélange du sel marin provenant des soudes de varec, et qui contient des sels d'iode avec le sel marin destiné aux usages culinaires. Ce mélange qui, par les sels de plomb et de mercure, ne donne aucun précipité, prend, par le procédé de M. Barruel, une couleur bleue ou violette qui le fait reconnaître. On opère de la manière suivante: on prend une dissolution claire d'amidon, 1 gros environ, on y ajoute 1 goutte d'acide sulfurique à 66°

ACIDE TARTRIQUE.

Acide tartareux.

L'acide tartrique peut servir de réactif pour faire distinguer la potasse de la soude : avec la potasse, il forme un sel acide peu soluble; avec la soude, il forme un sel plus soluble.

Si l'on avait deux dissolutions alcalines, l'une de potasse et l'autre de soude, à reconnaître, et qu'on n'eût pas à sa disposition d'hydro-chlorate de platine, on agirait de la manière suivante. On ajouterait à ces solutions de l'acide tartrique en excès; l'addition de cet acide ne déterminerait aucun changement dans la solution de soude, tandis que la solution de potasse se troublerait et laisserait déposer des cristaux grenus, du tartrate acidule de potasse. Ces cristaux sont acides, décomposables par la chaleur en laissant dégager une odeur analogue à celle du sucre brûlé, et donnant pour résidu du carbonate de potasse.

L'acide tartrique peut aussi servir à faire distinguer divers sels de potasse de ceux de soude : il ne fournit aucun précipité avec ces derniers; il décompose en partie les premiers, et l'on obtient un précipité salin formé de sur-tartrate de potasse. Parmi ces sels, on peut citer le sulfate, l'hydro-chlorate, le nitrate de potasse. Il faut que les solutions soient cependant assez concentrées pour que le sel formé ne puisse se redissoudre en totalité dans le liquide.

CHAPITRE VI.

DES SELS. — COMBINAISONS RÉSULTANTES DE L'UNION DES ACIDES AVEC LES OXIDES OU BASES SALIFIABLES.

ACÉTATE DE BARYTE.	HYDRO-CHLORATE DE STRONTIANE.
ACÉTATE DE CUIVRE.	HYDRO-CYANATE FERRURÉ DE POT.
ACÉTATE DE PLOMB (neutre).	HYDRO-SULFATE D'AMMONIAQUE.
ACÉTATE DE PLOMB (sous-).	HYDRO-SULFATE DE POTASSE.
ARSENIATE DE POTASSE.	HYDRO-SULFATE DE SOUDE.
BENZOATE D'AMMONIAQUE.	NITRATE D'ARGENT.
BORATE DE SOUDE.	NITRATE D'ARG. AMMONIACAL.
CARBONATE D'AMMONIAQUE.	NITRATE DE BARYTE.
CARBONATE DE MAGNÉSIE.	NITRATE DE COBALT.
CARBONATE DE POTASSE (neutre).	NITRATE DE MERCURE.
CARBONATE DE POTASSE (sous-).	NITRATE DE PLOMB.
CHLORATE DE POTASSE.	OXALATE D'AMMONIAQUE.
CHROMATE DE POTASSE.	PHOSPHATE DE SOUDE.
HYDRIODATE DE POTASSE.	SAVON.
HYDRIODATE DE SOUDE.	SUCCINATE D'AMMONIAQUE.
HYDRO-CHLORATE D'ALUMINE.	SULFATE D'AMMONIAQUE.
HYDRO-CHLORATE D'AMMONIAQUE.	SULFATE D'ARGENT.
HYDRO-CHLORATE DE BARYTE.	SULFATE DE CUIVRE.
HYDRO-CHLORATE DE CHAUX.	SULF. DE CUIV. ET D'AMMONIAQ.
HYDRO-CHLORATE D'ÉTAIN.	SULFATE DE FER (proto-).
HYDRO-CHLORATE DE FER.	SULFATE DE FER (per-).
HYDRO-CHLORATE D'OR.	SULFATE DE PLATINE.
HYDRO-CHLORATE DE PLATINE.	SULFATE DE POTASSE.
HYDRO-CHLOR. DE PLAT. ET DE SOUDE.	SULFATE DE SOUDE.
HYDRO-CHLORATE DE POTASSE.	SULFITE D'AMMONIAQUE.

ACÉTATE DE BARYTE.

L'acétate de baryte peut être employé, à défaut d'autres sels de la même base, pour faire reconnaître la présence de l'acide sulfurique libre ou combiné aux bases et constituant des sulfates solubles;