feuille de papier blanc, afin d'apprécier aisément les changements de couleur que doit éprouver la dissolution alcaline, qu'on a eu soin de colorer légèrement en bleu avec du tournesol.

Après cette opération préliminaire, on remplit une burette graduée jusqu'à son zéro, avec de l'acide sulfurique normal, et l'on verse peu à peu cet acide dans le vase, auquel on imprime un mouvement giratoire.

La teinture de tournesol ne change pas d'abord de couleur, et l'acide carbonique ne se dégage pas, parce que cet acide se porte sur le carbonate de potasse qui n'a pas encore été décomposé et produit du bicarbonate de potasse. Mais lorsque la moitié de la saturation est dépassée, qu'elle est arrivée aux 11/20 environ, l'acide carbonique commence à se dégager et la liqueur prend une teinte d'un *rouge vineux* due à l'acide carbonique. On continue alors à verser l'acide normal, sans cesser d'agiter la liqueur ; on l'essaie de temps en temps, en y plongeant une baguette de verre et en faisant avec cette baguette un trait sur un papier bleu de tournesol. Tant que la marque laissée sur le papier ne se colore pas en rouge *d'une manière permanente*, c'est que la réaction acide est due à l'acide carbonique et qu'il reste encore du carbonate à décomposer ; mais lorsque la liqueur prend subitement la teinte *pelure d'oignon* et que le trait rouge fait sur le papier devient *persistant*, l'opération peut être considérée comme terminée.

On lit alors sur la burette le nombre des divisions employées à la saturation : s'il a fallu, par exemple, 55 divisions, c'est que la potasse contenait les 55 centièmes de son poids d'*alcali réel*.

Ordinairement, on ne se contente pas d'un seul essai ; on en fait deux ou trois : le premier sert à indiquer approximativement la limite de la saturation qu'on atteint avec plus d'exactitude en répétant l'expérience. Cette analyse ne demande que quelques minutes et donne à 4 ou 5 millièmes près le titre réel d'un alcali.

Si l'on veut rendre les analyses alcalimétriques très-exactes, il est indispensable de faire éprouver au titre observé une légère correction.

Pour reconnaître le moment où le carbonate de potasse est complétement décomposé, on est obligé d'ajouter un petit excès d'acide sulfurique, afin de donner à la liqueur une teinte pelure d'oignon ; le titre obtenu est donc toujours trop fort : pour le rendre exact, il faut déterminer la quantité d'acide sulfurique qui a été ajoutée en excès.

Supposons que, la dissolution étant neutre, on ajoute deux gouttes d'acide sulfurique en excès, afin d'obtenir une liqueur

qui produise sur le papier de tournesol des traits rouges persistants ; pour déterminer la valeur de ces deux gouttes et les retrancher de l'indication donnée par la burette, on examine combien il faut de gouttes d'acide normal pour représenter une division de la burette, et on calcule la fraction de centimètre cube que représentent les deux gouttes d'acide employées pour rendre la teinte rouge persistante. Si, par exemple, chaque demi-centimètre cube, ou chaque grande division de la burette, représente 10 gouttes, dans l'exemple que nous avons choisi, il faudra retrancher deux dixièmes de division pour obtenir le titre réel.

Le titre, au lieu d'être 55, sera 55 — 0,2 = 54,8.

La potasse contiendra donc 54,8 pour 100 de son poids d'alcali réel, ou 548 kilogrammes par 1000 kilogrammes.

Détermination du titre pondéral d'une soude.

Le carbonate de soude du commerce n'a de valeur que par la soude qu'il contient à l'état de carbonate ou à l'état caustique. On en détermine le titre par une méthode entièrement semblable à celle qui a été décrite pour la potasse; seulement, comme l'équivalent de la soude est plus léger que celui de la potasse, il faut moins de soude pour saturer la même quantité d'acide, et au lieu d'employer $4^{gr},807$, on n'opère que sur $3^{gr},185$ de la soude à analyser.

Si cette quantité représentait de la soude pure, elle exigerait pour sa saturation 5 grammes d'acide sulfurique concentré ou 100 demi-centimètres cubes d'acide sulfurique normal (100 divisions de la burette alcalimétrique de Gay-Lussac).

Pour faire l'analyse d'une soude du commerce, on dissout $31^{gr},85$ de la soude à essayer dans une quantité d'eau telle que cette dissolution occupe 500 centimètres cubes. On prend 50 centimètres cubes de cette liqueur avec la pipette, et l'on opère la saturation en suivant les précautions indiquées précédemment. S'il faut pour la neutralisation 40 divisions de la burette, c'est que la soude essayée contient les 40 centièmes de son poids de soude pure NaO.

La soude du commerce contient quelquefois des sulfures, des sulfites ou des hyposulfites qui, se trouvant décomposés par l'acide sulfurique comme les carbonates, prennent une certaine quantité d'acide et rendent l'analyse inexacte. Dans ce cas, il est indispensable de transformer en sulfates les sels précédents en

calcinant la soude avec quelques centièmes de chlorate de potasse (Gay-Lussac et Welter).

La soude du commerce contient assez souvent de la *soude caustique*; on peut en apprécier la proportion d'une manière suffisamment exacte, en décomposant la soude, que nous supposons plus ou moins caustique, par un excès de chlorure de baryum. Le carbonate alcalin produit du carbonate de baryte, tandis que la soude libre, réagissant sur le chlorure de baryum, met en liberté une quantité de baryte proportionnelle à la quantité de soude existant dans le carbonate.

On jette la liqueur sur un filtre qui retient le carbonate de baryte produit par le carbonate de soude. On lave le précipité et l'on fait passer dans les liqueurs, réunies aux eaux de lavage, un courant d'acide carbonique. Le poids de carbonate de baryte obtenu en second lieu indique la proportion de soude libre contenue dans le carbonate de soude essayé (M. Barreswil).

(*) SILICATES DE POTASSE.

La silice paraît se combiner avec la potasse en un grand nombre de proportions. Si l'on fond une partie de silice avec quatre parties d'hydrate de potasse et que l'on reprenne la masse par l'eau, on obtient une liqueur qui donne par l'évaporation de petits cristaux nacrés de silicate de potasse.

Les anciens chimistes donnaient le nom de *liqueur des cailloux* aux dissolutions de silice dans la potasse.

Les silicates de potasse étant difficiles à obtenir purs, leur composition n'a pas été jusqu'à présent déterminée exactement. Le sel produit en faisant fondre de la silice avec du carbonate de potasse paraît avoir pour formule $SiO^3,3KO$.

Le silicate de potasse est quelquefois nommé *verre soluble*.

Les corps organiques qu'on a trempés dans une dissolution de verre soluble et ensuite desséchés, ne brûlent plus avec flamme.

On peut donc employer le verre soluble pour préserver de l'incendie le bois qui entre dans les constructions (M. Fuchs).

On prépare d'une manière économique le verre soluble en faisant fondre ensemble, pendant six heures, dans un creuset de terre réfractaire, 10 parties de carbonate de potasse, 15 parties de quartz pulvérisé, et 1 partie de charbon. La masse que l'on obtient présente un aspect vitreux : elle est colorée en noir par le charbon qui s'y trouve en excès; elle se dissout presque entièrement dans l'eau bouillante; sa dissolution est fortement alcaline.

Le silicate de potasse possède une tendance remarquable à former des silicates doubles; il entre dans la composition du verre de Bohême et dans celle du cristal.

On s'en sert aussi pour les peintures siliceuses et le durcissement des pierres calcaires (procédés Kuhlmann).

SODIUM (Na=287,17).

Le sodium présente une grande analogie avec le potassium. Ce corps a été isolé par Davy en décomposant la soude par la pile. Peu de temps après, Thenard et Gay-Lussac démontrèrent qu'on peut obtenir le sodium par l'action du fer sur la soude, sous l'influence d'une température élevée.

On prépare actuellement le sodium par le procédé de M. Brunéner, en décomposant le carbonate de soude par le charbon, à l'aide de l'appareil que nous avons décrit en traitant de la préparation du potassium (*fig.* 95).

D'importants perfectionnements ont été apportés récemment à la préparation du sodium et permettent d'obtenir facilement ce métal par grandes quantités. Dans le procédé de M. Brunner, le charbon tend à surnager le carbonate de soude fondu, de sorte que la décomposition de ce sel ne s'opérant qu'à la surface du bain est nécessairement très-lente. Mais si l'on ajoute au mélange une certaine quantité de craie (carbonate de chaux), le charbon reste intimement mélangé au carbonate de soude; la réduction de ce sel s'opère beaucoup plus vite et à une température moins élevée. La proportion de craie doit être à peu près le dixième du poids total du mélange.

Propriétés. — Le sodium est d'un blanc d'argent, d'un éclat métallique, quand il est récemment coupé; mais il se ternit presque immédiatement au contact de l'air. Sa densité est 0,972. Il entre en fusion à 90°, et se volatilise à une température rouge.

Le sodium est moins volatil que le potassium. Il décompose l'eau, comme ce dernier métal, à la température ordinaire. Lorsqu'on jette sur l'eau un morceau de sodium, il se fait un vif dégagement d'hydrogène; mais la chaleur produite par l'action de ce métal sur l'eau n'étant pas aussi forte que pour le potassium, le gaz ne s'enflamme pas.

Si l'on rend l'eau visqueuse en y dissolvant de la gomme, afin de ralentir les mouvements du métal, ou que l'on jette le so-