

CHAPITRE XXVIII

L'EPURATION DE L'EAU DURE

COMPOSITION DES EAUX NATURELLES. EAUX DURES. EAUX DOUCES.

Rôle de l'eau dans la fabrication des tissus de laine. — L'eau est le véhicule indispensable des produits de dégraissage, de blanchiment, de teinture, etc. et sa qualité exerce une grande influence sur la réussite de tous les traitements humides.

On a calculé que la fabrication d'une pièce de drap de 20 kilogrammes, à partir de la laine brute, demande environ 10 000 litres d'eau, pour les seuls traitements humides.

Par ailleurs la production de la vapeur et de la force motrice de l'usine en absorbe des quantités considérables : ainsi, une machine à vapeur de 150 chevaux fonctionnant 10 heures consomme 15 000 litres d'eau.

Que ce soit pour les traitements humides : lavage, foulage, apprêts, teinture, blanchiment, ou pour les besoins des générateurs de vapeur, on peut dire qu'il est indispensable d'avoir de l'eau qui soit, chimiquement parlant, aussi pure que possible. Certains centres manufacturiers sont, sous ce rapport, particulièrement favorisés et leur fabrication en retire d'incontestables avantages. C'est ainsi que tout le monde s'accorde à reconnaître que c'est surtout à la pureté exceptionnelle de leurs eaux que les lavages de laines de Verviers, les divers centres manufacturiers anglais doivent la grande réputation de leurs produits. De deux tissus de laine de même composition, ayant subi des traitements identiques celui qui, en fini, possède le plus bel aspect, les meilleures qualités de toucher, de douceur est le tissu dégraissé, foulé, apprêté, teint à l'eau pure.

Il est donc naturel que le problème de l'eau pure soit devenu

l'un des plus importants de la fabrication du tissu de laine, aussi, dans cette chimie élémentaire, avons-nous réservé une place spéciale à l'étude de cette question.

Eaux naturelles. — Phénomène de la minéralisation. — Les eaux employées dans l'industrie drapière sont ordinairement des eaux de sources, de rivières ou de forages.

Toutes ont pour origine la pluie.

Celle-ci, pendant son trajet dans l'atmosphère dissout un peu de gaz carbonique (CO^2) auquel elle doit la réaction faiblement acide (sensible parfois au papier de tournesol bleu) qu'elle possède en arrivant au sol.

A ce moment, si on évapore cette eau dans un récipient quelconque, casserole, capsule de laboratoire on observe qu'elle ne laisse aucun résidu. En effet, elle n'est pas encore *minéralisée*.

Mais, en s'infiltrant dans la terre, l'eau de pluie entre en contact avec un grand nombre de substances minérales : argile, sable, oxyde de fer, calcaire, sulfate de chaux, sulfate de magnésium, etc. sur lesquelles s'exerce son *action dissolvante*.

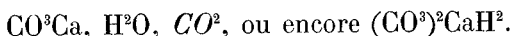
Or, parmi ces substances, il y en a de *tout à fait insolubles dans l'eau pure* : ce sont l'argile, le sable, l'oxyde de fer. Les autres ont *une certaine solubilité propre* : le calcaire ou carbonate de calcium CO^3Ca ($0^{\text{sr}},03$ par litre), le sulfate de calcium, SO^4Ca (2 grammes par litre). Quant au sulfate de magnésium, SO^4Mg , il est très soluble dans l'eau mais il n'en existe ordinairement que de très faibles quantités dans le sol.

Eaux calcaires. Eaux séléniteuses. — En dissolvant ces substances l'eau se minéralise. Suivant la nature du sol elle devient *calcaire* si elle s'est chargée surtout de carbonate de calcium (calcaire), *séléniteuse* si elle a circulé à travers un sol riche en sulfate de calcium (sélénite).

C'est ainsi, par exemple, que dans la région normande (Elbeuf, Lisiéux) les eaux naturelles sont calcaires tandis que dans la région parisienne elles sont au contraire séléniteuses. Les eaux, enfin, des régions où le sol est pauvre en calcaire et en sélénite sont ordinairement peu minéralisées. Telles sont les eaux des régions granitiques : Bretagne, Ardennes (Verviers), Vosges, etc.

En évaporant une eau calcaire ou une eau séléniteuse, il reste, dans le récipient d'évaporation *un résidu blanc* d'autant plus important que l'eau est elle-même plus minéralisée. Dans ce résidu il y a du carbonate de calcium, du sulfate de calcium, du sulfate de magnésium.

Bicarbonate de calcium. — Mais, si on analyse le résidu d'évaporation des eaux calcaires on est ordinairement surpris d'y trouver une quantité de carbonate de calcium très supérieure à la solubilité maximum de ce corps dans l'eau pure (0^{gr},03 ou 30 milligrammes par litre). Ainsi, à Elbeuf, une eau moyenne contient 300 milligrammes de carbonate de calcium, soit 10 fois plus que ne l'indique la solubilité. A quoi tient cette différence? A ce fait que l'eau de pluie n'est pas, chimiquement parlant, de l'eau pure, *mais de l'eau chargée de gaz carbonique*. Grâce à son gaz carbonique, l'eau de pluie est un bien meilleur dissolvant du carbonate de calcium que l'eau pure. On croit en effet que ces deux corps, gaz carbonique et carbonate de calcium s'unissent par combinaison pour former du *bicarbonate de calcium* substance beaucoup plus soluble dans l'eau que le carbonate et dont la formule serait la suivante :



Disons tout de suite que le CO^2 qui fait partie de la combinaison n'est pas lié d'une façon très solide au carbonate de calcium CO^3Ca . Il suffit en effet de chauffer le bicarbonate de calcium au-dessus de 50° pour qu'il perde son CO^2 qui reprend l'état gazeux et abandonne le carbonate de calcium très peu soluble par lui-même (0^{gr},03 par litre) qui revient à l'état solide et se sépare.

Certaines substances comme la chaux, la soude caustique pour lesquelles le CO^2 a plus d'*affinité* que pour le carbonate de calcium produisent de même la *dissociation* du bicarbonate de calcium.

Ainsi, le bicarbonate de calcium est le constituant essentiel des eaux dites calcaires. Nous verrons que c'est l'instabilité de ce corps vis-à-vis des agents chimiques que l'on utilise quand on se propose d'améliorer ces eaux.

EN RÉSUMÉ, *qu'elles proviennent de sources, de rivières ou de forages les eaux naturelles qu'emploie le fabricant de drap contiennent en proportions variables suivant les régions du bicarbonate de*

calcium, des sulfates de calcium et de magnésium. Ce ne sont donc pas chimiquement parlant des EAUX PURES.

On peut, au moyen d'essais chimiques simples, reconnaître ces diverses substances dans une eau donnée et se faire une idée préalable de sa composition chimique.

Manipulation. Recherche des constituants d'une eau. Matériel.

Un ballon de 100 centimètres cubes avec tube à dégagement.

Des tubes à essais.

Un entonnoir en verre.

Une casserole d'un demi-litre en fer émaillé.

Quelques petites capsules en porcelaine.

Réactifs chimiques en solution dans l'eau pure :

Chlorure de baryum à 40 pour 100.
Oxalate d'ammoniaque pur, solution saturée.
Acide chlorhydrique pur au 1/5.

Phosphate de soude.
Chlorure d'ammonium à 40 pour 100.
Eau de chaux claire.
Ammoniaque au 1/5.

Recherche du bicarbonate de calcium (fig. 46 a). — 1° On fait bouillir. Si l'eau analysée contient du bicarbonate de calcium, celui-

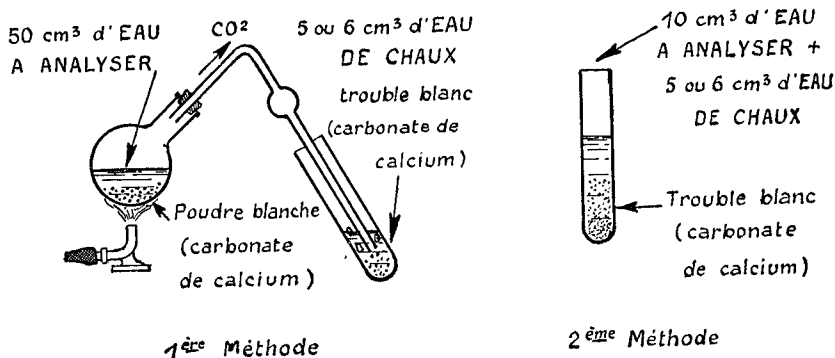


Fig. 46 a. — RECHERCHE DES CONSTITUANTS D'UNE EAU DURE.

Recherche du bicarbonate de calcium, constituant des eaux dites calcaires.
Deux méthodes simples et également probantes : l'ébullition, l'action de l'eau de chaux.

ci décomposé par la chaleur perd son gaz carbonique qui produit dans l'eau de chaux un *trouble blanc*.

Dans le ballon le carbonate de calcium revient à l'état solide et se dépose sous forme de poudre blanche.

2° L'addition d'eau de chaux dans l'eau naturelle contenant du bicarbonate de calcium produit un *trouble blanc* (carbonate de calcium).

Recherche des sulfates (fig. 46 b). — Les sulfates de l'eau (SO^4Ca ou SO^4Mg) donnent avec le chlorure de baryum, en présence d'un peu d'acide chlorhydrique un *précipité blanc* plus ou moins abondant de sulfate de baryum SO^4Ba .

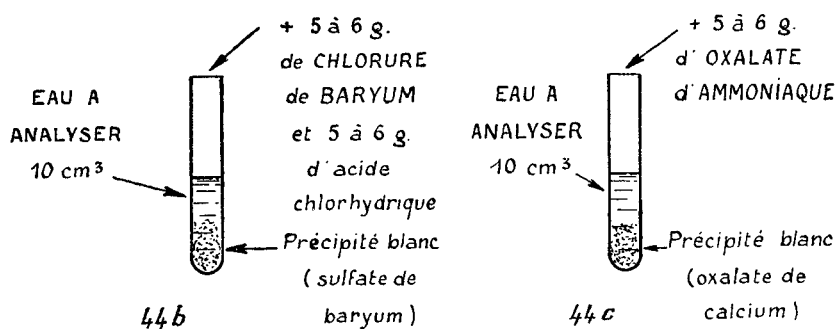


Fig. 46 b et 46 c. — RECHERCHE DES CONSTITUANTS D'UNE EAU DURE.
Recherche du sulfate de calcium, constituant de l'eau dite séléniteuse.
Recherche des sulfates, en général (44 b). Recherche du calcium (44 c).

Recherche du calcium (fig. 46 c). — L'eau naturelle qui contient des sels de calcium (bicarbonate, sulfate) donne avec l'oxalate d'ammoniaque un *précipité blanc* d'oxalate de calcium $\text{C}^2\text{O}^4\text{Ca}$.

Recherche du magnésium. — Dans un ballon on met de l'eau à analyser (100 centimètres cubes) à laquelle on ajoute de l'ammoniaque (2 centimètres cubes) puis de l'oxalate d'ammoniaque (5 centimètres cubes). On filtre pour séparer le précipité d'oxalate de Ca qui s'est formé. On évapore l'eau filtrée dans une capsule de façon à

(1) La solution de réactif à 5 pour 100, 10 pour 100 se prépare en dissolvant 5 grammes ou 10 grammes du réactif solide aussi pur que possible dans 95 ou 90 grammes d'eau pure (eau distillée ou eau de condensation). On peut chauffer si la dissolution est trop lente et filtrer sur papier si la solution est trouble.

réduire son volume à 10 centimètres cubes; on refroidit puis on ajoute de l'ammoniaque (2 centimètres cubes), du chlorure d'ammonium (2 centimètres cubes) et du phosphate de soude (2 centimètres cubes).

Si l'eau contient des sels de magnésium on observe la formation d'un *précipité blanc* (phosphate ammoniaco-magnésien).

Eaux dures. — Eaux douces. — Une eau naturelle calcaire, séléniteuse ou magnésienne(1) présente au point de vue pratique des propriétés extrêmement importantes :

a) Utilisée dans la *chaudière* d'une machine à vapeur elle abandonne en s'évaporant sous forme de *boues* (dépôts sans consistance) ou de *tartre* (dépôts durs) les matières qu'elle tenait en dissolution : carbonate de calcium, sulfates de calcium et de magnésium.

C'est ainsi que dans la chaudière d'une machine à vapeur de 150 CV fonctionnant 10 heures par jour et 6 jours par semaine, consommant donc

$15\ 000 \text{ litres} \times 6 = 90\ 000 \text{ litres d'eau par semaine,}$
soit en six semaines (intervalle de deux vidanges)

$90\ 000 \text{ litres} \times 6 = 540\ 000 \text{ litres ou } 540 \text{ mètres cubes d'eau,}$
on retrouve à la vidange sous forme de boues ou de tartre 162 kilogrammes de dépôts si l'eau employée contenait 300 milligrammes de substances dissoutes par litre. Il y a des eaux qui, dans les mêmes conditions laisseraient 200, 300, 1 000 kilogrammes de dépôts et même davantage.

Le tartre, qui s'attache de préférence aux tôles des régions calmes de la chaudière et plus spécialement aux tôles du coup de feu, est 30 fois moins conducteur de la chaleur que le fer. Par suite, il faut plus de charbon pour chauffer l'eau d'une chaudière entartrée. Il n'est pas rare d'employer pour cette raison 5 à 10 pour 100 de charbon en plus.

b) Si, dans une telle eau on dissout du *savon ordinaire* en vue d'une opération de lavage, de foulage, etc., on constate qu'elle devient d'abord opalescente, puis qu'il s'y forme des *grumeaux*. Si

(1) Une eau naturelle est dite *magnésienne* lorsqu'elle contient une proportion notable de sels de magnésium associés ou non à des sels de calcium.

l'on augmente graduellement la quantité de savon, celle des grumeaux augmente, puis cesse d'augmenter et *on observe que c'est seulement à partir de ce moment que l'eau devient apte à mousser après agitation.*

Avec de l'eau pure (eau distillée, eau de purge de vapeur) une expérience identique donne de suite une eau savonneuse claire, sans grumeaux apte à mousser abondamment et cela avec une très petite dépense de savon (100 grammes par mètre cube).

Les grumeaux observés avec l'eau naturelle ne sont autre chose que le produit de la combinaison du savon avec les sels de calcium ou de magnésium de l'eau. C'est un mélange de *savon de calcium* (on dit plus souvent *savon calcaire*) et de *savon de magnésium* (ou *savon magnésien*). Comme ces produits ne sont pas solubles dans l'eau ils ne possèdent à aucun degré la *propriété détersive* du savon ordinaire.

Avec une eau moyenne d'Elbeuf, par exemple, il faut compter employer en pure perte 3 kilogrammes de bon savon par mètre cube d'eau, cela avant d'avoir un liquide mousseux et uniquement pour produire des savons calcaire et magnésien.

Perte de savon, déjà, mais aussi, grosse source d'ennuis, car si les savons insolubles (entendez les grumeaux) se déposent sur la marchandise en traitement (laine, tissus) ils y adhèrent, s'y fixent solidement, ne s'éliminent jamais entièrement malgré des ringages réitérés et l'on s'accorde pour voir là l'origine de certaines mal-façons : pièces piquées, pièces à reflet grisâtre, pièce à odeur de rance, pièces dures au toucher, etc.

Pour exprimer cette action les apprêteurs disent que l'eau *coupe* le savon.

c) Une telle eau, enfin, utilisée dans la *teinture* proprement dite, à la dissolution des mordants de fer, d'alumine, les décompose partiellement avec production de dépôts (comme pour le savon). Elle exerce une action identique sur certaines matières colorantes : rhodamine, violet méthyle, bleu d'alizarine, etc.

Cette triple propriété des eaux calcaires, séléniteuses ou magnésiennes d'abandonner du tartre à l'évaporation ;

De couper le savon ;

De décomposer certains mordants et matières colorantes ;
caractérise ce que l'on a coutume d'appeler la *dureté des eaux*.

Une eau est *dure* lorsqu'elle possède cette triple propriété. Ce nom d'eau dure provient de ce que ces eaux opposent une certaine résistance (dureté) au glissement des doigts, alors que les eaux pures (eaux distillées par exemple) qui ne possèdent pas les propriétés signalées facilitent le glissement des doigts, d'où leur nom d'*eaux douces*.

Il n'est pas rare de voir des apprêteurs apprécier la qualité d'une eau épurée en l'essayant entre les doigts.

De ce qui précède on peut conclure que *la dureté d'une eau est quelque chose de variable*, que les eaux sont assez dures, dures, très dures, etc., suivant qu'elles possèdent à un degré plus ou moins considérable les propriétés de dureté.

SAVON NÉCESSAIRE POUR FAIRE MOUSSER UN MÈTRE CUBE D'EAU

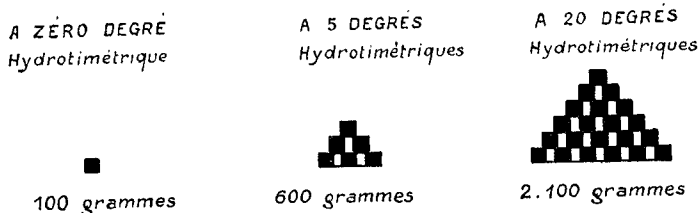


Fig. 47. — ÉPURATION DE L'EAU DURE.

Action décomposante de l'eau dure (calcaire ou séléniteuse) sur le savon.

A chaque degré hydrotimétrique correspond, par mètre cube d'eau, une décomposition de 100 grammes de savon.

Autrement dit la dureté d'une eau est une grandeur susceptible de mesure. En France, on dit qu'une eau a *1 degré de dureté* — on dit aussi *qu'elle titre 1° hydrotimétrique* — lorsqu'un mètre cube de cette eau décompose 100 grammes de bon savon [Nous avons vu que pour faire mousser 1 mètre cube d'eau pure (zéro degré hydrotimétrique) il faut déjà 100 grammes de savon] (fig. 47).