

On a aussi signalé la présence de traces de bromures et d'iodes alcalins au nombre des matériaux solides contenus dans beaucoup d'eau. Selon M. Chatin, les iodes joueraient un rôle important pour préserver les populations du goitre et du crétinisme; et ces maladies seraient surtout rendues endémiques dans certaines localités par l'usage d'eau non iodées.

Les eaux naturelles renferment toujours des substances organiques. Les eaux potables n'en doivent contenir que des traces. Ces matières, en effet, en se putréfiant, absorbent l'oxygène dissous dans l'eau, communiqueraient à ce liquide une odeur désagréable et réduiraient les sulfates à l'état de sulfures. C'est la présence de matières organiques qui rend insalubres les eaux ayant séjourné sur des terrains tourbeux ou marécageux.

On a proposé de purifier les eaux chargées de principes organiques, en les faisant séjourner dans des bassins où elles laissent déposer les impuretés qu'elles tiennent en suspension, et de les traiter par le charbon, qui entraîne, en outre, à l'état insoluble, une partie des substances organiques dissoutes.

Nous avons indiqué les conditions qu'une eau doit remplir pour être potable; il nous reste à parler des moyens analytiques qui l'aide desquels on s'assure que ces conditions sont remplies.

Pour déterminer le volume de l'air dissous, on met l'eau dans un ballon que l'on remplit entièrement; puis on ajuste, à l'aide d'un bouchon, un tube de dégagement qui est lui-même exactement rempli d'eau et à l'extrémité duquel se trouve fixé un tube de caoutchouc destiné à être engagé sous une petite cloche pleine de mercure et placée sur une cuve à mercure. On engage alors le tube par l'effet de la dilatation, une partie du liquide sort du ballon et se déverse par le tube de caoutchouc à la surface du mercure. Dès qu'on voit des bulles de gaz se dégager et avant que l'eau bouille, on engage le tube de caoutchouc sous l'éprouvette; l'air, qui ne tarde pas à se dégager, gagne la partie supérieure de cette éprouvette, en même temps que l'eau chassée du ballon ou du tube par la dilatation ou par les mouvements de l'ébullition.

Comme l'eau qui est entrée dans l'éprouvette peut, en se refroidissant, dissoudre une partie des gaz, on l'oblige à rentrer dans le ballon en faisant monter le tube de caoutchouc jusqu'au niveau supérieur du mercure dans la cloche, et en écartant pendant un instant la source de chaleur. Le vide se fait dans le ballon, et l'eau de l'éprouvette est absorbée. On chauffe de nouveau pour qu'elle cède la proportion de gaz qu'elle avait dissoute, et on a besoin de recommencer encore une ou deux fois cette opération. On s'arrête lorsque le mercure de l'éprouvette est assez chaud pour ne plus permettre la dissolution des gaz dans l'eau qui a passé en dernier lieu. On mesure alors le gaz et on le ramène à la température et à la pression normales en lui appliquant la formule

$$V = v \frac{H - h}{H + 760}$$

où H représente la pression barométrique au moment de l'expérience, h la tension de la vapeur d'eau à la température où est l'éprouvette, et le coefficient de dilatation des gaz à leur température, V, le volume corrigé et V le volume observé.

Si l'on veut ensuite se rendre compte des quantités d'anhydride carbonique, d'oxygène et d'azote que le mélange contient, on fait agir d'abord l'hydrate de potassium sur le mélange, afin d'absorber l'anhydride carbonique, qui se trouvera dosé par différence. Quant au mélange d'azote et d'oxygène qui reste, on l'analyse par un des procédés qui ont été exposés au mot Air et dont un des plus simples consiste à mesurer le volume du mélange, à y laisser séjourner un bâton de phosphore afin d'absorber l'oxygène, et à mesurer le volume d'azote qui reste après cette absorption.

Si l'on se proposait de doser seulement l'anhydride carbonique, on pourrait employer une autre méthode très-simple, qui permet non seulement de déterminer la quantité de ce gaz qui se trouve dans l'eau à l'état de simple dissolution, mais aussi celle qui se trouve à l'état de bicarbonate.

On place un volume d'eau connu dans un ballon que l'on remplit presque entièrement et dans le col duquel on adapte, au moyen d'un bouchon, un tube de dégagement qui vient plonger dans une dissolution de chlorure de baryum additionnée d'ammoniaque. On chauffe le ballon à l'aide d'un bain-marie jusqu'à ce qu'il ne se dégage plus de gaz. Dans ces conditions, tout l'anhydride carbonique simplement dissous se dégage et vient précipiter le baryum à l'état de carbonate barytique insoluble. Ce précipité est lavé avec soin, desséché, et pesé. Il suffit de multiplier son poids par 0,2233 pour avoir le poids de l'anhydride carbonique qu'il contient. Ce poids, multiplié à son tour par 0,5953, donne le volume du gaz exprimé en litres et fractions de litre.

Quant on a ainsi expulsé de l'eau tout l'anhydride carbonique dissous qu'elle renfermait, on la porte à l'ébullition, après avoir fait plonger le tube de dégagement dans une

nouvelle quantité de chlorure de baryum ammoniacal; l'anhydride carbonique qui se trouve à l'état de bicarbonate se dégage alors et donne un nouveau précipité que l'on dessèche et qu'on pèse comme le précédent, afin de déduire de son poids le poids et le volume du gaz carbonique qui lui a donné naissance.

On déballe le bicarbonate de chaux dans l'eau à l'aide de la teinture de bois de campêche, qui se colore en bleu sous l'influence des alcalis et de leurs carbonates. Afin de savoir si le bicarbonate calcaire n'est pas renfermé dans l'eau en trop forte proportion, on fait bouillir pendant quelques instants le liquide, qui ne doit pas se troubler d'une manière sensible par le dépôt du carbonate neutre de chaux.

Les sulfates et les chlorures sont immédiatement indiqués par le précipité qui se fait dans l'eau l'azotate de baryte ou l'azotate d'argent, acidulé par l'acide azotique. En recueillant, lavant, desséchant et pesant le précipité barytique, on peut même doser les sulfates. La même opération pratiquée sur le précipité argenteux permet de doser les chlorures.

Quant aux sels terreux, ils doivent être en assez faible quantité pour qu'une goutte d'une solution alcoolique de savon n'y produise pas un précipité constitué par un savon insoluble dont le métal terreux formerait l'élément électro-positif. Si un tel précipité se forme immédiatement, l'eau devrait être rejetée. Si, au contraire, il ne se formait qu'après un certain laps de temps, elle pourrait être regardée comme potable.

Les recherches de M. Grange ayant donné une certaine importance au dosage de la matière colorée, et celles de M. Chatin au dosage de l'azote, nous décrirons les méthodes propres à effectuer ces deux dosages.

Pour doser la magnésie, on précipite par l'oxalate d'ammoniaque un certain volume d'eau, et l'on filtre. Après avoir ainsi éliminé la chaux, on ajoute du phosphate d'ammoniaque à la liqueur filtrée, et on abandonne tout pendant vingt-quatre heures. Après ce laps de temps, on recueille sur un filtre le précipité qui s'est déposé, on le lave, et, quand il est sec, on le calcine avec le filtre dans un petit creuset de platine préalablement taré, et finalement on le pèse. On retranche de ce poids le poids des cendres du filtre, qui doit être connu d'avance. Le poids du précipité multiplié par 0,3603 donne le poids de la magnésie.

Pour débiter l'iode dans une eau, M. Chatin évapore une grande quantité d'eau et y ajoute le chlorure de potassium, et il recherche ce métalloïde sur le résidu au moyen du chlorure et de l'empois d'amidon; l'iode devient libre et colore l'empois en bleu. Pour doser l'iode, il faudrait d'abord précipiter l'iode par un moyen de l'azotate de baryte, avoir filtré. La différence en poids des deux précipités indiquerait le poids de l'iode d'argent contenu dans le premier, et il suffirait de multiplier ce poids par 0,5404 pour avoir celui de l'iode qu'il renferme.

Veut-on savoir quelle est la proportion de l'ensemble des parties minérales contenues dans une eau, on en évapore à siccité une quantité connue et on pèse le résidu. Ce résidu, ainsi que nous l'avons dit, ne doit pas dépasser au delà de 0 gr. 50 ou 0 gr. 60 par litre.

Enfin, pour déterminer les matières organiques dont la présence rend l'eau délétère, le meilleur réactif que l'on puisse employer est le chlorure d'or. Si l'on dissout quelques particules de ce sel dans l'eau et que la liqueur reste jaune après une courte ébullition, on peut affirmer qu'elle ne contient pas de substances organiques qui s'y sont accumulées pendant la sécheresse. Ces substances organiques se corrompent, donnent à l'eau une saveur fade et désagréable, et absorbent la plus grande partie de l'oxygène qu'elle tenait en dissolution. Pour éviter à cet inconvénient, on adapte au conduit par lequel l'eau arrive dans le citerno un robinet au moyen duquel on fait écouler au dehors la première eau qui tombe, et ce n'est que lorsque les toits ont été suffisamment lavés qu'on permet à l'eau qui continue de tomber de s'introduire dans le réservoir.

— **Eaux crues.** Les eaux crues présentent la propriété de former des grumeaux abondants avec l'eau de savon et de durcir les légumes, propriétés qui sont dues à la présence d'une proportion considérable de sels calcaires. Elles doivent être rejetées des usages domestiques, et c'est à tort que, dans certaines localités, on les emploie comme boissons. Les eaux crues sont dites sémitieuses lorsqu'elles contiennent le sulfate à l'état de sel calcaire se dépose au fond du vase sous forme d'une poudre blanche insoluble.

— **Eaux sémitieuses.** Les eaux sémitieuses ne se troublent pas par l'ébullition, mais le sulfate calcaire se fait facilement accusé par l'oxalate d'ammonium, qui en précipite le calcium, et par le chlorure de baryum, qui donne lieu à un abondant précipité blanc de sulfate barytique.

On peut rendre les eaux sémitieuses propres à la cuisson des légumes et au savonnage en y versant une dissolution de carbonate de soude, qui précipite le calcium à l'état de carbonate insoluble. Si se forme, il est vrai, dans la réaction, du sulfate de sodium

fait exempt de matériaux fixes; elle tient en dissolution, soit les substances volatiles qui existent à l'état de vapeurs dans l'atmosphère, soit les matières solides qui y sont suspendues en poussière et souvent portées au loin par les vents. On trouve dans cette eau du carbonate ammoniacal, de l'azotate ammoniacal et des traces de chlorure de sodium, de sulfate calcaire, d'oxyde de fer, et, selon M. Chatin, d'iode.

Si l'on veut doser l'ammoniaque que renferme l'eau de pluie, on distille cette eau après y avoir ajouté un morceau de potasse, et l'on recueille les premières portions de l'huile qui passent et sont portées au loin par l'ammoniaque est condensée. Si l'on recueille cette eau ammoniacale dans un ballon renfermé une solution étendue et titrée d'acide sulfurique, cet acide sera en partie neutralisé par l'alcali et exigera par conséquent pour sa neutralisation complète une quantité d'acide sulfurique titré moindre qu'avant. La différence fera connaître la proportion d'ammoniaque dans l'eau de pluie en été, et c'est neutralisée par l'ammoniaque de l'oxyde de fer et d'une substance organique azotée conséquemment le poids de cette ammoniaque. M. Boussingault a pu constater par ce moyen que l'ammoniaque abonde beaucoup plus dans l'eau de pluie que dans celle des rivières et des sources. 1 litre d'eau de pluie prise à la

campagne lui a donné 79 centièmes de milligramme d'ammoniaque, et 1 litre d'eau de pluie prise à Paris en renfermait jusqu'à 0 gr. 094. L'eau de neige est moins ammoniacale que l'eau de pluie. 1 litre d'eau de neige fraîchement tombé n'a donné à M. Boussingault que 17 centièmes de milligramme d'ammoniaque. On a encore constaté que l'ammoniaque est toujours beaucoup plus abondante au début d'une pluie qu'à la fin, lorsque l'atmosphère a été pour ainsi dire lavée par l'eau qui la traverse.

L'eau de rosée et celle qui résulte de la condensation du brouillard sont très-ammoniacales. M. Boussingault a trouvé dans l'eau de rosée de 0 gr. 001 à 0 gr. 006 d'ammoniaque par litre, et dans l'eau qu'il a recueillie à Paris pendant un épaiss brouillard, 137,85 milligrammes par litre. L'eau de brouillard est souvent assez ammoniacale pour être directement le papier de tournesol.

Les éléments de l'anhydride azotique sont plus abondants dans l'eau de pluie en été qu'en hiver, et se rencontrent surtout en proportion considérable dans les pluies d'orage. Selon M. Bineau, 1 litre d'eau de pluie recueillie à Lyon en 1853, renfermait en milligrammes les quantités suivantes d'ammoniaque et d'anhydride azotique :

	HIVER.	PRINTEMPS.	ÉTÉ.	AUTOMNE.	MOYENNE DE L'ANNÉE ENTIERE.
Ammoniaque. . . . .	16,3	12,1	3,1	4,0	6,8
Anhydride azotique. . . . .	0,3	1,0	2,0	1,0	1,0

Pour étudier la nature des matériaux solides que laisse l'eau de pluie, on évapore l'eau dans des vases de platine et les a évaporés dans une cornue du même métal. Il a obtenu un résidu de 0 gr. 183 composé de chlorure de sodium, de sulfate de chaux, d'oxyde de fer et d'une substance organique azotée soluble dans l'éther. M. Chatin va jusqu'à affirmer que pendant les vents d'ouest l'eau de pluie qui tombe à Paris est plus chargée que l'eau de Seine en chlorure de sodium.

Pour démontrer la présence de l'iode dans l'eau de pluie, M. Chatin évapore une quantité considérable de cette eau dans une capsule de porcelaine, après y avoir ajouté un peu de carbonate de potasse pur. Le résidu solide est épuisé par de l'alcool à 36°. On évapore cette liqueur, on la calcine pour épurer les matières organiques, et l'on éprouve le nouveau résidu par l'alcool faible. On chauffe le liquide afin de chasser l'alcool. On ajoute une goutte d'eau et un peu d'empois d'amidon, et enfin on touche la matière avec une baguette trempée dans l'acide azotique pur. La coloration bleue de l'iode d'amidon apparaît aussitôt.

M. Marchand donne le tableau suivant, qui exprime en fractions de gramme les quantités des divers corps contenus dans 1 litre d'eau de pluie ou de neige. Ces quantités, inappréciables en apparence, prennent une importance réelle dès que l'on envisage l'énorme masse d'eau qui tombe annuellement sur le sol sous forme de neige ou de pluie.

	CHLORURE DE POTASSIUM.	BICARBONATE D'AMMONIUM.	AZOTATE AMMONIACAL.	SULFATE SODIQUE.	SULFATE CALCAIRE.	MATIÈRE ORGANIQUE.
Eau de neige. . . . .	0,01704	0,00129	0,00145	0,01563	0,00058	0,02385
Eau de pluie. . . . .	0,00000	0,00174	0,00189	0,01007	0,00087	0,02456

L'ammoniaque et les azotates contenus dans l'eau de pluie, étant des éléments indispensables à la nutrition des végétaux, jouent un rôle essentiel dans la végétation. Ils entrent aussi pour une part importante dans le produit des nitrates alcalins et terreux qu'on forme chaque jour à la surface du sol.

Dans les contrées qui manquent d'eau, on utilise l'eau de pluie pour l'alimentation. On dispose à cet effet de conduits qui amènent l'eau dans des citernes en maçonnerie cimentée avec de la chaux hydraulique. L'eau ainsi recueillie est loin d'avoir le même degré de pureté que l'eau de pluie recueillie en plein champ. En coulant sur les toits des maisons, elle dissout en effet ou entraîne mécaniquement les substances organiques qui s'y sont accumulées pendant la sécheresse. Ces substances organiques se corrompent, donnent à l'eau une saveur fade et désagréable, et absorbent la plus grande partie de l'oxygène qu'elle tenait en dissolution. Pour éviter à cet inconvénient, on adapte au conduit par lequel l'eau arrive dans le citerno un robinet au moyen duquel on fait écouler au dehors la première eau qui tombe, et ce n'est que lorsque les toits ont été suffisamment lavés qu'on permet à l'eau qui continue de tomber de s'introduire dans le réservoir.

— **Eaux calcaires.** Ces eaux renferment du carbonate de chaux dissous à la faveur d'un excès d'anhydride carbonique. Elles se troublent par l'ébullition; sont précipitées par l'eau de chaux et blanchissent la teinture de bois de campêche; elles seraient impropres aux usages domestiques, mais on les rend potables par les diverses méthodes qui suivent. En les faisant bouillir pendant quelques minutes et les laissant ensuite respirer. L'excès d'anhydride carbonique se dégage alors et le carbonate calcaire ramené à l'état de sel calcaire se dépose au fond du vase sous forme d'une poudre blanche insoluble.

— **Eaux sémitieuses.** Les eaux sémitieuses ne se troublent pas par l'ébullition, mais le sulfate calcaire se fait facilement accusé par l'oxalate d'ammonium, qui en précipite le calcium, et par le chlorure de baryum, qui donne lieu à un abondant précipité blanc de sulfate barytique.

On peut rendre les eaux sémitieuses propres à la cuisson des légumes et au savonnage en y versant une dissolution de carbonate de soude, qui précipite le calcium à l'état de carbonate insoluble. Si se forme, il est vrai, dans la réaction, du sulfate de sodium

fait exempt de matériaux fixes; elle tient en dissolution, soit les substances volatiles qui existent à l'état de vapeurs dans l'atmosphère, soit les matières solides qui y sont suspendues en poussière et souvent portées au loin par les vents. On trouve dans cette eau du carbonate ammoniacal, de l'azotate ammoniacal et des traces de chlorure de sodium, de sulfate calcaire, d'oxyde de fer, et, selon M. Chatin, d'iode.

Si l'on veut doser l'ammoniaque que renferme l'eau de pluie, on distille cette eau après y avoir ajouté un morceau de potasse, et l'on recueille les premières portions de l'huile qui passent et sont portées au loin par l'ammoniaque est condensée. Si l'on recueille cette eau ammoniacale dans un ballon renfermé une solution étendue et titrée d'acide sulfurique, cet acide sera en partie neutralisé par l'alcali et exigera par conséquent pour sa neutralisation complète une quantité d'acide sulfurique titré moindre qu'avant. La différence fera connaître la proportion d'ammoniaque dans l'eau de pluie en été, et c'est neutralisée par l'ammoniaque de l'oxyde de fer et d'une substance organique azotée conséquemment le poids de cette ammoniaque. M. Boussingault a pu constater par ce moyen que l'ammoniaque abonde beaucoup plus dans l'eau de pluie que dans celle des rivières et des sources. 1 litre d'eau de pluie prise à la

campagne lui a donné 79 centièmes de milligramme d'ammoniaque, et 1 litre d'eau de pluie prise à Paris en renfermait jusqu'à 0 gr. 094. L'eau de neige est moins ammoniacale que l'eau de pluie. 1 litre d'eau de neige fraîchement tombé n'a donné à M. Boussingault que 17 centièmes de milligramme d'ammoniaque. On a encore constaté que l'ammoniaque est toujours beaucoup plus abondante au début d'une pluie qu'à la fin, lorsque l'atmosphère a été pour ainsi dire lavée par l'eau qui la traverse.

L'eau de rosée et celle qui résulte de la condensation du brouillard sont très-ammoniacales. M. Boussingault a trouvé dans l'eau de rosée de 0 gr. 001 à 0 gr. 006 d'ammoniaque par litre, et dans l'eau qu'il a recueillie à Paris pendant un épaiss brouillard, 137,85 milligrammes par litre. L'eau de brouillard est souvent assez ammoniacale pour être directement le papier de tournesol.

Les éléments de l'anhydride azotique sont plus abondants dans l'eau de pluie en été qu'en hiver, et se rencontrent surtout en proportion considérable dans les pluies d'orage. Selon M. Bineau, 1 litre d'eau de pluie recueillie à Lyon en 1853, renfermait en milligrammes les quantités suivantes d'ammoniaque et d'anhydride azotique :

	HIVER.	PRINTEMPS.	ÉTÉ.	AUTOMNE.	MOYENNE DE L'ANNÉE ENTIERE.
Ammoniaque. . . . .	16,3	12,1	3,1	4,0	6,8
Anhydride azotique. . . . .	0,3	1,0	2,0	1,0	1,0

Pour étudier la nature des matériaux solides que laisse l'eau de pluie, on évapore l'eau dans des vases de platine et les a évaporés dans une cornue du même métal. Il a obtenu un résidu de 0 gr. 183 composé de chlorure de sodium, de sulfate de chaux, d'oxyde de fer et d'une substance organique azotée soluble dans l'éther. M. Chatin va jusqu'à affirmer que pendant les vents d'ouest l'eau de pluie qui tombe à Paris est plus chargée que l'eau de Seine en chlorure de sodium.

Pour démontrer la présence de l'iode dans l'eau de pluie, M. Chatin évapore une quantité considérable de cette eau dans une capsule de porcelaine, après y avoir ajouté un peu de carbonate de potasse pur. Le résidu solide est épuisé par de l'alcool à 36°. On évapore cette liqueur, on la calcine pour épurer les matières organiques, et l'on éprouve le nouveau résidu par l'alcool faible. On chauffe le liquide afin de chasser l'alcool. On ajoute une goutte d'eau et un peu d'empois d'amidon, et enfin on touche la matière avec une baguette trempée dans l'acide azotique pur. La coloration bleue de l'iode d'amidon apparaît aussitôt.

M. Marchand donne le tableau suivant, qui exprime en fractions de gramme les quantités des divers corps contenus dans 1 litre d'eau de pluie ou de neige. Ces quantités, inappréciables en apparence, prennent une importance réelle dès que l'on envisage l'énorme masse d'eau qui tombe annuellement sur le sol sous forme de neige ou de pluie.

	CHLORURE DE POTASSIUM.	BICARBONATE D'AMMONIUM.	AZOTATE AMMONIACAL.	SULFATE SODIQUE.	SULFATE CALCAIRE.	MATIÈRE ORGANIQUE.
Eau de neige. . . . .	0,01704	0,00129	0,00145	0,01563	0,00058	0,02385
Eau de pluie. . . . .	0,00000	0,00174	0,00189	0,01007	0,00087	0,02456

L'ammoniaque et les azotates contenus dans l'eau de pluie, étant des éléments indispensables à la nutrition des végétaux, jouent un rôle essentiel dans la végétation. Ils entrent aussi pour une part importante dans le produit des nitrates alcalins et terreux qu'on forme chaque jour à la surface du sol.

Dans les contrées qui manquent d'eau, on utilise l'eau de pluie pour l'alimentation. On dispose à cet effet de conduits qui amènent l'eau dans des citernes en maçonnerie cimentée avec de la chaux hydraulique. L'eau ainsi recueillie est loin d'avoir le même degré de pureté que l'eau de pluie recueillie en plein champ. En coulant sur les toits des maisons, elle dissout en effet ou entraîne mécaniquement les substances organiques qui s'y sont accumulées pendant la sécheresse. Ces substances organiques se corrompent, donnent à l'eau une saveur fade et désagréable, et absorbent la plus grande partie de l'oxygène qu'elle tenait en dissolution. Pour éviter à cet inconvénient, on adapte au conduit par lequel l'eau arrive dans le citerno un robinet au moyen duquel on fait écouler au dehors la première eau qui tombe, et ce n'est que lorsque les toits ont été suffisamment lavés qu'on permet à l'eau qui continue de tomber de s'introduire dans le réservoir.

— **Eaux calcaires.** Ces eaux renferment du carbonate de chaux dissous à la faveur d'un excès d'anhydride carbonique. Elles se troublent par l'ébullition; sont précipitées par l'eau de chaux et blanchissent la teinture de bois de campêche; elles seraient impropres aux usages domestiques, mais on les rend potables par les diverses méthodes qui suivent. En les faisant bouillir pendant quelques minutes et les laissant ensuite respirer. L'excès d'anhydride carbonique se dégage alors et le carbonate calcaire ramené à l'état de sel calcaire se dépose au fond du vase sous forme d'une poudre blanche insoluble.

— **Eaux sémitieuses.** Les eaux sémitieuses ne se troublent pas par l'ébullition, mais le sulfate calcaire se fait facilement accusé par l'oxalate d'ammonium, qui en précipite le calcium, et par le chlorure de baryum, qui donne lieu à un abondant précipité blanc de sulfate barytique.

On peut rendre les eaux sémitieuses propres à la cuisson des légumes et au savonnage en y versant une dissolution de carbonate de soude, qui précipite le calcium à l'état de carbonate insoluble. Si se forme, il est vrai, dans la réaction, du sulfate de sodium

fait exempt de matériaux fixes; elle tient en dissolution, soit les substances volatiles qui existent à l'état de vapeurs dans l'atmosphère, soit les matières solides qui y sont suspendues en poussière et souvent portées au loin par les vents. On trouve dans cette eau du carbonate ammoniacal, de l'azotate ammoniacal et des traces de chlorure de sodium, de sulfate calcaire, d'oxyde de fer, et, selon M. Chatin, d'iode.

Si l'on veut doser l'ammoniaque que renferme l'eau de pluie, on distille cette eau après y avoir ajouté un morceau de potasse, et l'on recueille les premières portions de l'huile qui passent et sont portées au loin par l'ammoniaque est condensée. Si l'on recueille cette eau ammoniacale dans un ballon renfermé une solution étendue et titrée d'acide sulfurique, cet acide sera en partie neutralisé par l'alcali et exigera par conséquent pour sa neutralisation complète une quantité d'acide sulfurique titré moindre qu'avant. La différence fera connaître la proportion d'ammoniaque dans l'eau de pluie en été, et c'est neutralisée par l'ammoniaque de l'oxyde de fer et d'une substance organique azotée conséquemment le poids de cette ammoniaque. M. Boussingault a pu constater par ce moyen que l'ammoniaque abonde beaucoup plus dans l'eau de pluie que dans celle des rivières et des sources. 1 litre d'eau de pluie prise à la

campagne lui a donné 79 centièmes de milligramme d'ammoniaque, et 1 litre d'eau de pluie prise à Paris en renfermait jusqu'à 0 gr. 094. L'eau de neige est moins ammoniacale que l'eau de pluie. 1 litre d'eau de neige fraîchement tombé n'a donné à M. Boussingault que 17 centièmes de milligramme d'ammoniaque. On a encore constaté que l'ammoniaque est toujours beaucoup plus abondante au début d'une pluie qu'à la fin, lorsque l'atmosphère a été pour ainsi dire lavée par l'eau qui la traverse.

L'eau de rosée et celle qui résulte de la condensation du brouillard sont très-ammoniacales. M. Boussingault a trouvé dans l'eau de rosée de 0 gr. 001 à 0 gr. 006 d'ammoniaque par litre, et dans l'eau qu'il a recueillie à Paris pendant un épaiss brouillard, 137,85 milligrammes par litre. L'eau de brouillard est souvent assez ammoniacale pour être directement le papier de tournesol.

Les éléments de l'anhydride azotique sont plus abondants dans l'eau de pluie en été qu'en hiver, et se rencontrent surtout en proportion considérable dans les pluies d'orage. Selon M. Bineau, 1 litre d'eau de pluie recueillie à Lyon en 1853, renfermait en milligrammes les quantités suivantes d'ammoniaque et d'anhydride azotique :

	HIVER.	PRINTEMPS.	ÉTÉ.	AUTOMNE.	MOYENNE DE L'ANNÉE ENTIERE.
Ammoniaque. . . . .	16,3	12,1	3,1	4,0	6,8
Anhydride azotique. . . . .	0,3	1,0	2,0	1,0	1,0

Pour étudier la nature des matériaux solides que laisse l'eau de pluie, on évapore l'eau dans des vases de platine et les a évaporés dans une cornue du même métal. Il a obtenu un résidu de 0 gr. 183 composé de chlorure de sodium, de sulfate de chaux, d'oxyde de fer et d'une substance organique azotée soluble dans l'éther. M. Chatin va jusqu'à affirmer que pendant les vents d'ouest l'eau de pluie qui tombe à Paris est plus chargée que l'eau de Seine en chlorure de sodium.

Pour démontrer la présence de l'iode dans l'eau de pluie, M. Chatin évapore une quantité considérable de cette eau dans une capsule de porcelaine, après y avoir ajouté un peu de carbonate de potasse pur. Le résidu solide est épuisé par de l'alcool à 36°. On évapore cette liqueur, on la calcine pour épurer les matières organiques, et l'on éprouve le nouveau résidu par l'alcool faible. On chauffe le liquide afin de chasser l'alcool. On ajoute une goutte d'eau et un peu d'empois d'amidon, et enfin on touche la matière avec une baguette trempée dans l'acide azotique pur. La coloration bleue de l'iode d'amidon apparaît aussitôt.

M. Marchand donne le tableau suivant, qui exprime en fractions de gramme les quantités des divers corps contenus dans 1 litre d'eau de pluie ou de neige. Ces quantités, inappréciables en apparence, prennent une importance réelle dès que l'on envisage l'énorme masse d'eau qui tombe annuellement sur le sol sous forme de neige ou de pluie.

	CHLORURE DE POTASSIUM.	BICARBONATE D'AMMONIUM.	AZOTATE AMMONIACAL.	SULFATE SODIQUE.	SULFATE CALCAIRE.	MATIÈRE ORGANIQUE.
Eau de neige. . . . .	0,01704	0,00129	0,00145	0,01563	0,00058	0,02385
Eau de pluie. . . . .	0,00000	0,00174	0,00189	0,01007	0,00087	0,02456

L'ammoniaque et les azotates contenus dans l'eau de pluie, étant des éléments indispensables à la nutrition des végétaux, jouent un rôle essentiel dans la végétation. Ils entrent aussi pour une part importante dans le produit des nitrates alcalins et terreux qu'on forme chaque jour à la surface du sol.

Dans les contrées qui manquent d'eau, on utilise l'eau de pluie pour l'alimentation. On dispose à cet effet de conduits qui amènent l'eau dans des citernes en maçonnerie cimentée avec de la chaux hydraulique. L'eau ainsi recueillie est loin d'avoir le même degré de pureté que l'eau de pluie recueillie en plein champ. En coulant sur les toits des maisons, elle dissout en effet ou entraîne mécaniquement les substances organiques qui s'y sont accumulées pendant la sécheresse. Ces substances organiques se corrompent, donnent à l'eau une saveur fade et désagréable, et absorbent la plus grande partie de l'oxygène qu'elle tenait en dissolution. Pour éviter à cet inconvénient, on adapte au conduit par lequel l'eau arrive dans le citerno un robinet au moyen duquel on fait écouler au dehors la première eau qui tombe, et ce n'est que lorsque les toits ont été suffisamment lavés qu'on permet à l'eau qui continue de tomber de s'introduire dans le réservoir.

— **Eaux calcaires.** Ces eaux renferment du carbonate de chaux dissous à la faveur d'un excès d'anhydride carbonique. Elles se troublent par l'ébullition; sont précipitées par l'eau de chaux et blanchissent la teinture de bois de campêche; elles seraient impropres aux usages domestiques, mais on les rend potables par les diverses méthodes qui suivent. En les faisant bouillir pendant quelques minutes et les laissant ensuite respirer. L'excès d'anhydride carbonique se dégage alors et le carbonate calcaire ramené à l'état de sel calcaire se dépose au fond du vase sous forme d'une poudre blanche insoluble.

— **Eaux sémitieuses.** Les eaux sémitieuses ne se troublent pas par l'ébullition, mais le sulfate calcaire se fait facilement accusé par l'oxalate d'ammonium, qui en précipite le calcium, et par le chlorure de baryum, qui donne lieu à un abondant précipité blanc de sulfate barytique.

On peut rendre les eaux sémitieuses propres à la cuisson des légumes et au savonnage en y versant une dissolution de carbonate de soude, qui précipite le calcium à l'état de carbonate insoluble. Si se forme, il est vrai, dans la réaction, du sulfate de sodium

fait exempt de matériaux fixes; elle tient en dissolution, soit les substances volatiles qui existent à l'état de vapeurs dans l'atmosphère, soit les matières solides qui y sont suspendues en poussière et souvent portées au loin par les vents. On trouve dans cette eau du carbonate ammoniacal, de l'azotate ammoniacal et des traces de chlorure de sodium, de sulfate calcaire, d'oxyde de fer, et, selon M. Chatin, d'iode.

Si l'on veut doser l'ammoniaque que renferme l'eau de pluie, on distille cette eau après y avoir ajouté un morceau de potasse, et l'on recueille les premières portions de l'huile qui passent et sont portées au loin par l'ammoniaque est condensée. Si l'on recueille cette eau ammoniacale dans un ballon renfermé une solution étendue et titrée d'acide sulfurique, cet acide sera en partie neutralisé par l'alcali et exigera par conséquent pour sa neutralisation complète une quantité d'