

FSTGAT

Master 1 : Hydrologie, Climatologie et Territoire

Matière : Qualité et protection des eaux

Enseignant : Mr K. BOULIFA.

Matière : **QUALITE ET PROTECTION DES EAUX**

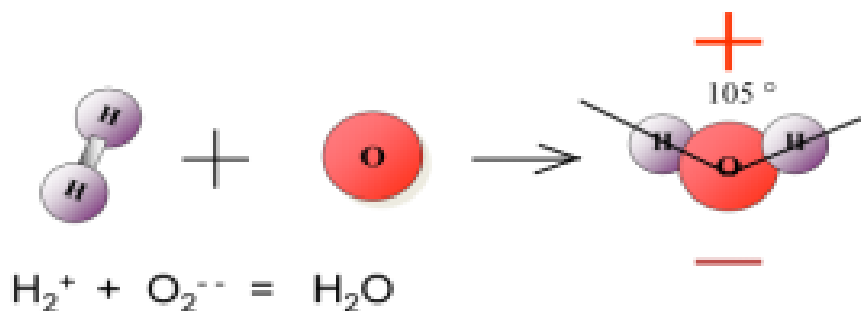
Objectif de l'enseignement : L'objectif de cet enseignement est d'acquérir des connaissances sur l'eau et ses propriétés, connaître les méthodes d'acquisition des données hydrochimiques et leur interprétation, estimation de la qualité des eaux et identifier des éventuelles pollutions.

L'Hydrochimie a pour objet l'étude des processus chimiques ayant un rôle dans la distribution et la circulation des composés chimiques des eaux.

L'interprétation de la composition chimique permet de comparer les eaux entre elles (les différentes analyses d'eau) et établir enfin une classification des eaux naturelles.

Elle est très utile pour mesurer la qualité d'une eau. L'hydrochimie se sert essentiellement de la Géologie, de la chimie, et de la biologie.

La molécule d'EAU (composé chimique : « H₂O ») résulte de la combinaison de deux atomes d'hydrogène, et d'un atome d'oxygène.



Propriétés spécifiques :

Etats physiques : Solide, liquide, vapeur (obtenus à faibles écarts de T)

Stabilité thermique : Energie de formation de la molécule très élevée (58000cal/mole) et sa température de décomposition est >1200 °C.

Capacité thermique : Fluide idéal de chauffage et de refroidissement.

Son pouvoir solvant : Sa faculté de dissoudre la quasi-totalité des corps qu'elle rencontre (roche, fer...). «Solvant universel», peu d'éléments résistent à ce pouvoir. L'inconvénient est que l'eau pure naturelle ne se présente que très rarement sous la forme H₂O.

Les 3/4 de la surface terrestre sont recouverts par de l'eau.

Matières présentes dans l'eau :

Les matières gazeuses (gaz ou dissoute: N₂, O₂, CO₂.)

Les matières en suspension(Subst minérales ou végétales, Virus, Bactéries, dimensions: 0,001 à 1µm et vitesses de sédimentation si faibles

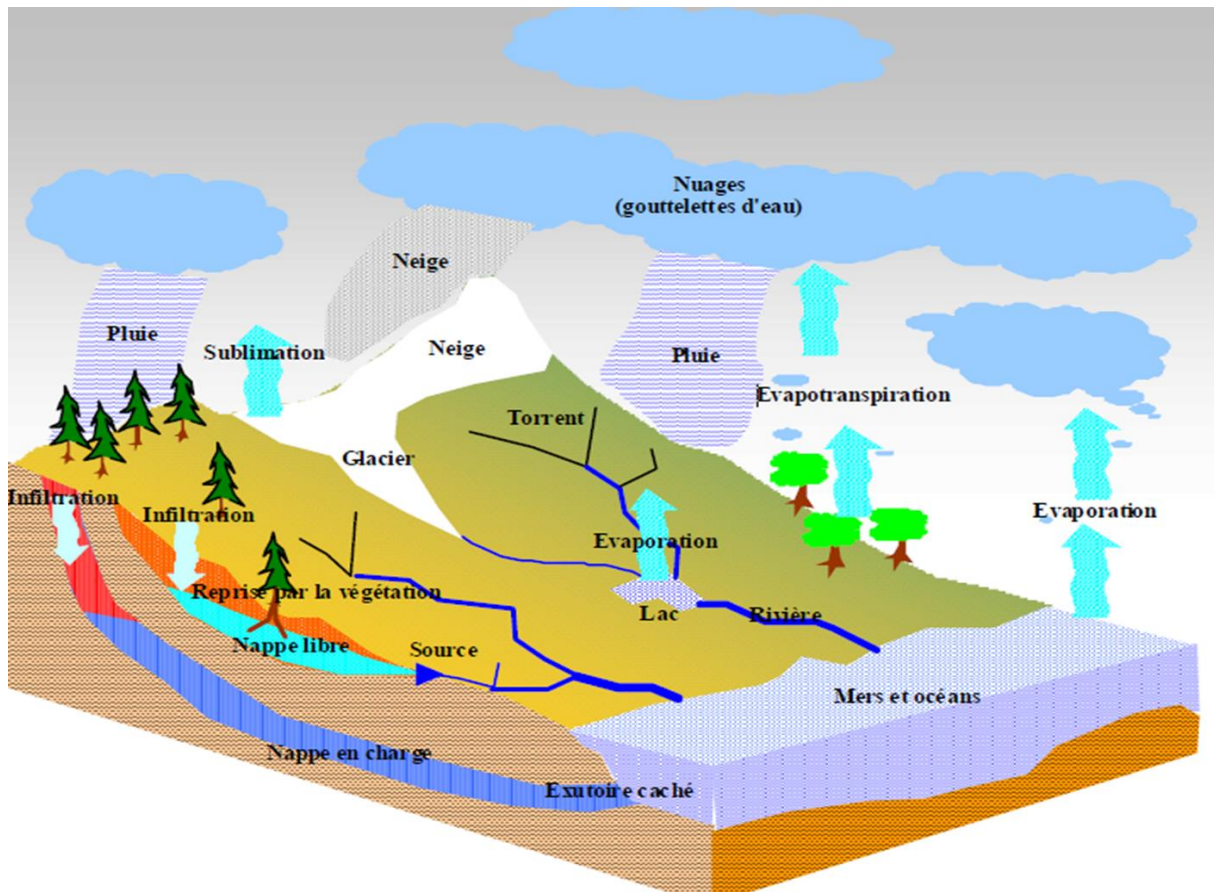
Les matières solubles.(en fonction de la t°, pression), au-delà du seuil de solubilité elles ne sont plus dissoutes mais précipites.

Cycle de l'eau et son influence sur la chimie des eaux

Définition

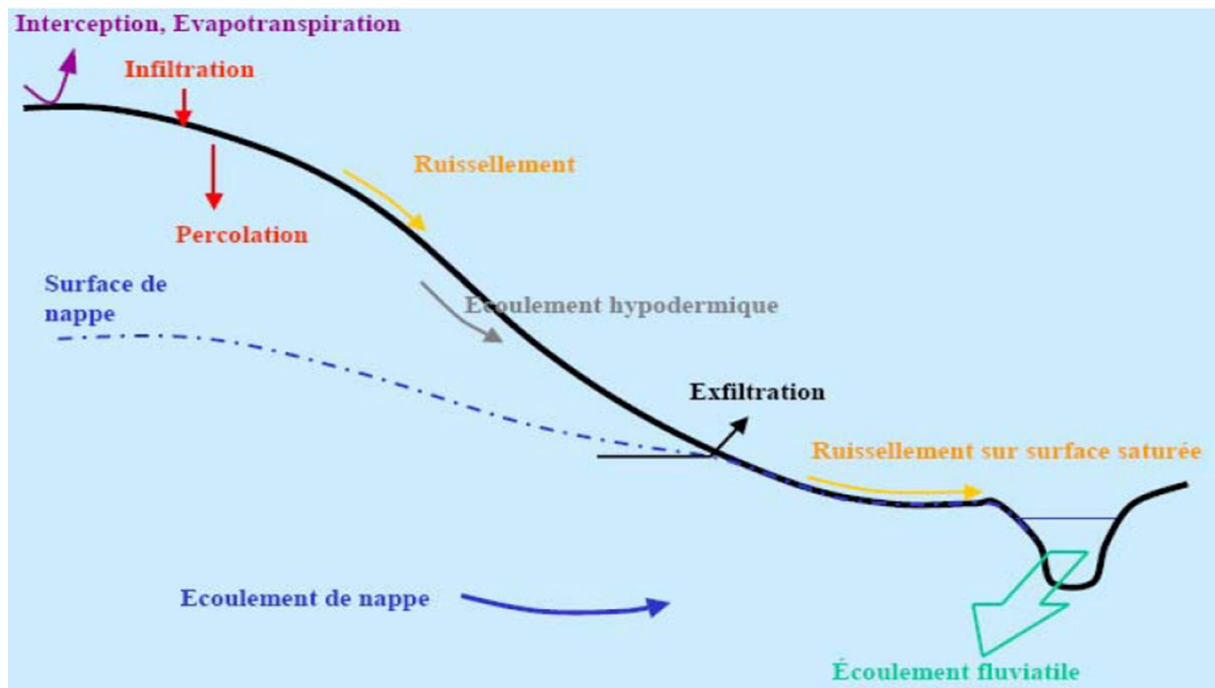
Le cycle de l'eau, appelé aussi cycle hydrologique, est l'ensemble des cheminements que peut suivre l'eau.

Le déplacement des particules d'eau sous deux états principaux (vapeur et liquide), constitue le cycle global de l'eau (cycle naturel).



Cycle naturel de l'eau

Ces mouvements, accompagnés de changements d'état, peuvent s'effectuer dans l'atmosphère, à la surface du sol et dans le sous-sol, avec des durées très variables : une goutte de pluie peut retourner à l'océan en quelques jours alors que sous forme de neige, en montagne, elle pourra mettre des dizaines d'années. Ce dernier n'a pas de point de départ, (océans : + important volume). Au cours de son cheminement (par les différents processus hydrologiques) l'eau se charge par les éléments chimiques qu'il rencontre (dans l'atmosphère, lessivage ou encaissant).



Processus hydrologiques

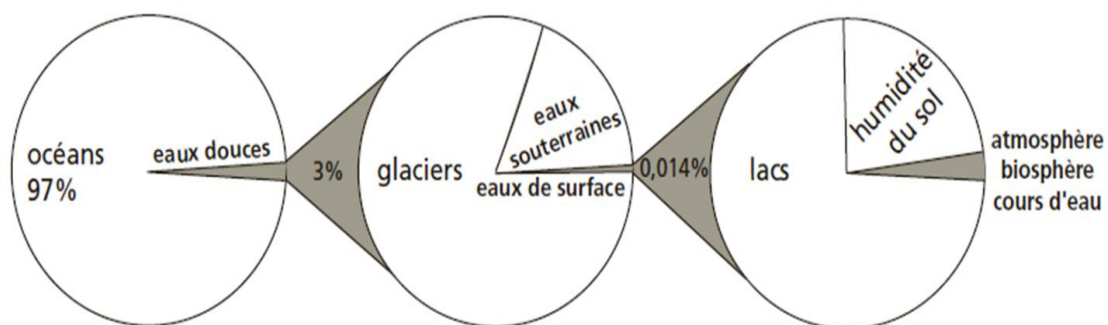
Répartition des eaux sur la planète :

Si l'eau est très présente sur la Terre,

l'eau salée des mers et des océans représente 96,4% du volume d'eau total. L'eau douce représente seulement 3,4% du volume total de l'eau sur notre planète.

Cette eau douce est répartie comme suit :

- 2,15% est contenue dans les glaciers ou les neiges éternelles (environ 70% de l'eau douce totale)
- 0,63% se retrouve dans les eaux souterraines (environ 22% de l'eau douce totale)
- 0,019% constituent les eaux de surface : lacs, rivières, fleuves (environ 0,6% seulement de l'eau douce totale)
- Une très faible quantité (0,001% de l'eau totale) est contenue dans l'atmosphère.



Etude physico-chimique de l'eau

Généralités sur les prélèvements d'un échantillon d'eau

Le prélèvement d'un échantillon d'eau est une opération délicate qui nécessite le plus grand soin. L'échantillon doit être homogène, représentatif et obtenu sans modifier les caractéristiques physico-chimiques de l'eau (gaz dissous, matières en suspension...)

L'échantillon doit être homogène, représentatif et obtenu sans modifier les caractéristiques physico-chimiques de l'eau (gaz dissous, matières en suspension...).

Globalement, il est nécessaire de disposer d'un personnel qualifié, de développer une méthodologie adaptée à chaque cas, de procéder à un choix des points de prélèvements et d'utiliser le matériel convenable. Les erreurs sont le plus souvent liées à un échantillonnage non satisfaisant qu'à des erreurs analytiques proprement dites.

En pratique, l'échantillon ne doit pas dépasser plus de 24 h.

Mode de prélèvement :

Il varie suivant l'origine de l'eau et la nature des analyses physico-chimiques ou bactériologiques

Dans le cas d'une rivière, nappe phréatique, réservoir, citerne, la bouteille sera plongée à 50cm du fond et de la surface ; assez loin des rives ou des bords ainsi que des obstacles naturels ou artificiels. On doit choisir plusieurs points de prélèvements dans le cas d'un lac ou d'une retenue d'eau, et dans chaque point plusieurs prélèvements à différentes profondeurs pour tenir compte de l'hétérogénéité verticale et horizontale.

Dans le cas d'un pompage il faut faire 3 prélèvements

- un au début
- le deuxième au milieu
- un troisième à la fin du pompage.

Dans le cas d'un robinet, il sera indispensable de faire couler l'eau un certain temps supérieur à 10 minutes, le volume nécessaire pour une analyse complète varie de 2 à 5 litres. Certains dosages particuliers sont pratiqués sur place: O₂ dissous, température, turbidité, pH..

Pour les **métaux lourds**, il convient de fermer le robinet durant toute une nuit et

le jour de prélèvement, on récupère les premières quantités.

Le prélèvement subira un temps de transport et une attente au laboratoire avant la mise en route analytique. Pendant cette période, des phénomènes chimiques et bactériologiques peuvent conduire à des précipitations secondaires par changement de valence, des adsorptions sur les parois des récipients, des biodégradations... d'où la nécessité d'employer des adjuvants de conservation et de réunir des conditions de température et d'obscurité favorables.

. Principaux renseignements à fournir pour une analyse

1. Identité du préleveur.
2. Date et heure du prélèvement.
3. Particulier ou autorité demandant l'analyse.
4. Motif de la demande (analyse initiale, contrôle périodique, pollution intoxication, épidémie...).
5. Usage de l'eau (boisson, lavage, abreuvement, industrie...).
6. Ville ou établissement que l'eau alimente.
7. Nom du point d'eau et localisation précise.
8. Origine de l'eau (source, puits, forage, rivière...).
9. Température de l'eau et celle de l'atmosphère (conditions météorologiques).
10. Débit approximatif (litre/minute).
11. Nature géologique des terrains traversés.

Les analyses d'eau et leur interprétation

Généralités sur les solutions salines

On peut considérer les eaux naturelles comme des solutions aqueuses de sels.

Unités utilisées en analyse des eaux

1- Concentration en poids : milligramme par litre (mg/l)

Il s'agit d'une expression pondérale considérant chaque élément pris dans son milieu. Cette expression ne donne aucune indication quant à la concentration d'un élément par rapport aux autres :

$$1 \text{ mg/l} = 1 \text{ g/m}^3 = 1 \text{ ppm}$$

Tableau 2. Equivalents chimiques des principaux ions et composés chimiques en solution

Ion ou radical	symboles	Masse atomique	Equivalent chimique
Hydrogène	H ⁺	01	01
Sodium	Na ⁺	23	23
Potassium	K ⁺	39	39
Calcium	Ca ²⁺	40	20
Magnésium	Mg ²⁺	24	12
Aluminium	Al ³⁺	27	09
Fer Ferrugineux	Fe ³⁺	56.8	18.6
Fer Ferreux	Fe ²⁺	56.8	27.9
Stroncium	Sr ²⁺	87.6	43.8
Baryum	Ba ²⁺	137	68.7
Ammonium	NH ₄ ⁺	18	18
Hydroxyde	OH ⁻	17	17
Chlorure	Cl ⁻	35.5	35.5
Bromure	Br ⁻	80	80
Iodure	I ⁻	126.91	126.91
Fluorure	F ⁻	19	19
Sulfure	S ²⁻	32	16
Sulfate	SO ₄ ²⁻	96	48
Carbonate	CO ₃ ²⁻	60	30
Bicarbonate ou hydrogénocarbonate	HCO ₃ ⁻	61	61
Phosphate	PO ₄ ³⁻	95	31.7
Silicate	SiO ₃ ²⁻	76	38
Nitrate	NO ₃ ⁻	62	62
Nitrite	NO ₂ ⁻	46	46

2- Equivalent chimique :

L'équivalent chimique d'un élément est égal à sa masse atomique par sa valence

$$\text{Equivalent (é)} = \frac{\text{Masse atomique}}{\text{Valence}}$$

exemple: Na⁺(Sodium) $\text{é} = \frac{23}{1} = 23$, Cl $\text{é} = \frac{35,5}{1} = 35,5$

Equivalent chimique d'un ion composé $\text{é} = \frac{\text{Somme des masses atomiques}}{\text{Valence}}$

exemple : SO₄ S = 32 , O₄ = 64 → $\text{é} = \frac{96}{2} = 48$

Equivalent d'un sel :

Un sel est un ensemble électriquement neutre où les charges positives neutralisent les charges négatives.

Le nombre de charges positives ou négatives mises en œuvre dans cette neutralisation correspond à la valence du corps.

Exemple :

$$1 \text{ équivalent Na Cl} = \frac{(23 \text{ g} + 35,5 \text{ g})}{1} = 58,5 \text{ g}$$
$$1 \text{ meq/L de Na Cl} = 58,5 \text{ mg/L}$$

Quantités en réaction

Elles expriment le nombre d'équivalents de chacun des éléments entrants en combinaison. Pour obtenir ce nombre on divise le poids de l'élément considéré par son équivalent chimique.

$$\text{Quantités en réaction (r)} = \frac{\text{poids de l'élément considéré en solution}}{\text{équivalent chimique}}$$

Exemple Poids du Na = 60 mg/l, l' é chimique = 23

$$r = \frac{60 \text{ mg/l}}{23} = 2,6 \text{ m é /l (Quantité en réaction)}$$

Concentration en (Milliéquivalent)

Le milliéquivalent c'est une unité utilisée par les chimistes pour la concentration des ions (méq/l). En effet, c'est une unité plus pratique que le mg/l, elle traduit la capacité des ions à se lier entre eux. Elle permet de comparer la quantité de cations à la quantité d'anions.

Coefficient de réaction Représenté par l'inverse de la valeur des équivalents

chimiques :
$$\frac{\text{Valence}}{\text{Masse atomique}}$$

Ex: (Ca) : masse atom. = 40 , valence = 2 éq = 20 .

Coefficient de réaction = 0,05

Intérêt de la représentation des concentrations en méq

1 – Contrôle des analyses par la balance ionique

Avant de traiter et d'interpréter les analyses des eaux prélevées au niveau des différentes stations (eaux souterraines et eaux de surfaces), il faut analyser la fiabilité des résultats de ces analyses. La méthode utilisée est la Balance Ionique (BI). Il faut rappeler qu'en théorie, une eau naturelle est électriquement neutre. De ce fait, la somme (en équivalents chimiques) des cations devrait être égale à celle des anions (en équivalents chimiques). En réalité, cette égalité est rarement obtenue. De façon générale, la différence est attribuée aux incertitudes, à la présence de certains ions non dosés ou à d'éventuelles erreurs d'analyse. Ainsi, une certaine marge de déséquilibre entre anions et cations est admise. Elle est exprimée sous forme d'un écart relatif par la formule :

$$BI = \frac{\sum(\text{cations}) - \sum(\text{anions})}{\sum(\text{cations}) + \sum(\text{anions})} \times 100$$

D'une manière générale, des analyses chimiques sont considérées

- Excellentes lorsque $BI < 5 \%$
- Acceptable lorsque $5\% \leq BI < 10\%$,
- Douteuse lorsque $BI \geq 10\%$

Quand la balance est bien équilibrée : l'erreur : (é) $BI \leq 2$, s'il dépasse (5), il faut faire un vérification.

Le contrôle de la qualité des analyses par la balance ionique est

systématiquement appliqué à toutes les analyses.

2- Représentation en pourcentage: (r %)

En considérant le pourcentage de chaque élément par rapport à la concentration totale ($C_t = \sum^+ + \sum^-$).

La comparaison des analyses d'eau entre elle est facilité ainsi en multipliant les quantités en réaction de chaque élément par le facteur 100

$$r \% = \frac{r \cdot 100}{C_t}$$

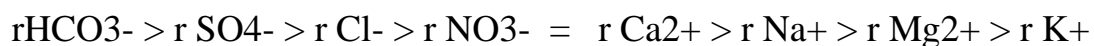
Exemple : $r_{Ca} = 5,6 \text{ méq/l}$ $r \%_{Ca} = ?$ $C_t = 9,98 + 9,41 = 19,39$

$$r \% = \frac{5,6 \cdot 100}{19,39} = 29 \%$$

3 – Formule caractéristique (ionique) d'une eau

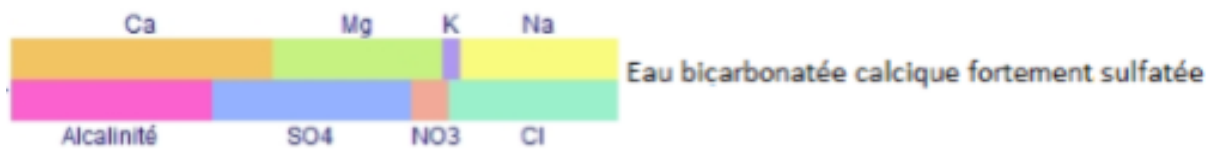
Le calcul des quantités en réaction pour cent permettra par la suite l'établissement de la formule caractéristique de l'eau analysée. Pour cela on classe de gauche à droite, par ordre décroissant, les quantités en réaction pour cent des cations ensuite des anions.

Exemple: La formule caractéristique (ionique) d'une eau (après calcul des r % de chaque élément) est :



Elle permet de classer cette eau dans la catégorie (**type d'eau**) des eaux **bicarbonatées calciques ou Hydrogencarbonatées calciques (Faciès)**.

La représentation graphique de l'eau sur le diagramme de Stabler est la suivante:



Calcul des rapports caractéristiques (Origine)

Les rapports caractéristiques sont utilisés en présentant le rapport de certains éléments donnés en milliéquivalent.

Les rapports les plus fréquemment utilisés sont :

$$r \text{ Mg}^{2+} / r \text{ Ca}^{2+}, \quad r \text{ SO}_4^{2-} / r \text{ Cl}^-, \quad r \text{ Cl} / r \text{ Na}^+$$

L'étude des variations de ces rapports nous renseigne sur l'alimentation, la circulation, l'origine, le lessivage ou l'encaissant des eaux souterraines et de donner enfin une représentation graphique.

Représentation graphique d'une eau

Les principaux diagrammes utilisés pour la représentation d'une eau sont :

-Le diagramme semi-logarithmique de **Schoeller-Berkaloff**.

-Le diagramme en losange ou diagramme de **Piper**

1. Diagramme semi-logarithmique de Schoeller-Berkaloff.

Le diagramme de Schöeller-Berkaloff est une représentation graphique semilogarithmique sur laquelle les différents ions sont représentés sur l'axe des abscisses et la teneur réelle en mg/l sur l'axe des ordonnées. Les points obtenus sont reliés par des droites. L'allure du graphique permet de visualiser le faciès des eaux analysées.

Le diagramme de Schöeller- Berkaloff indique pour chaque eau analysée la teneur moyenne (mg/l) en éléments m.

C'est une représentation rapide d'une analyse d'eau qui permet de connaître le pH d'équilibre à partir duquel on peut déterminer le caractère agressif ou incrustant de l'eau. L'allure de la ligne tracée sur le diagramme permet de définir le faciès «chimique» de l'eau analysée.

2. Diagramme losangique de Piper.

Le Diagramme de Piper est l'une des représentations les plus classiques pour comparer les compositions chimiques des eaux naturelles. Il permet une représentation des cations et anions sur deux triangles équilatéraux dont les côtés portent des teneurs relatives de chacun des ions majeurs par rapport au total des ions.

On porte sur chacun des triangles équilatéraux du diagramme les quantités en réaction pour cent calculées par rapport à la somme des ions de même signe et non par rapport à la concentration totale.

A ces deux triangles, est associé un losange sur lequel est reportée l'intersection des deux lignes issues des points identifiés sur chaque triangle. Ce point d'intersection représente l'analyse globale de l'échantillon. Cette position permet de préciser le faciès de l'eau naturelle concernée.

Le diagramme de Piper permet également :

D'illustrer l'évolution chimique d'une eau dans un aquifère ainsi que les mélanges d'eaux de minéralisations différentes,

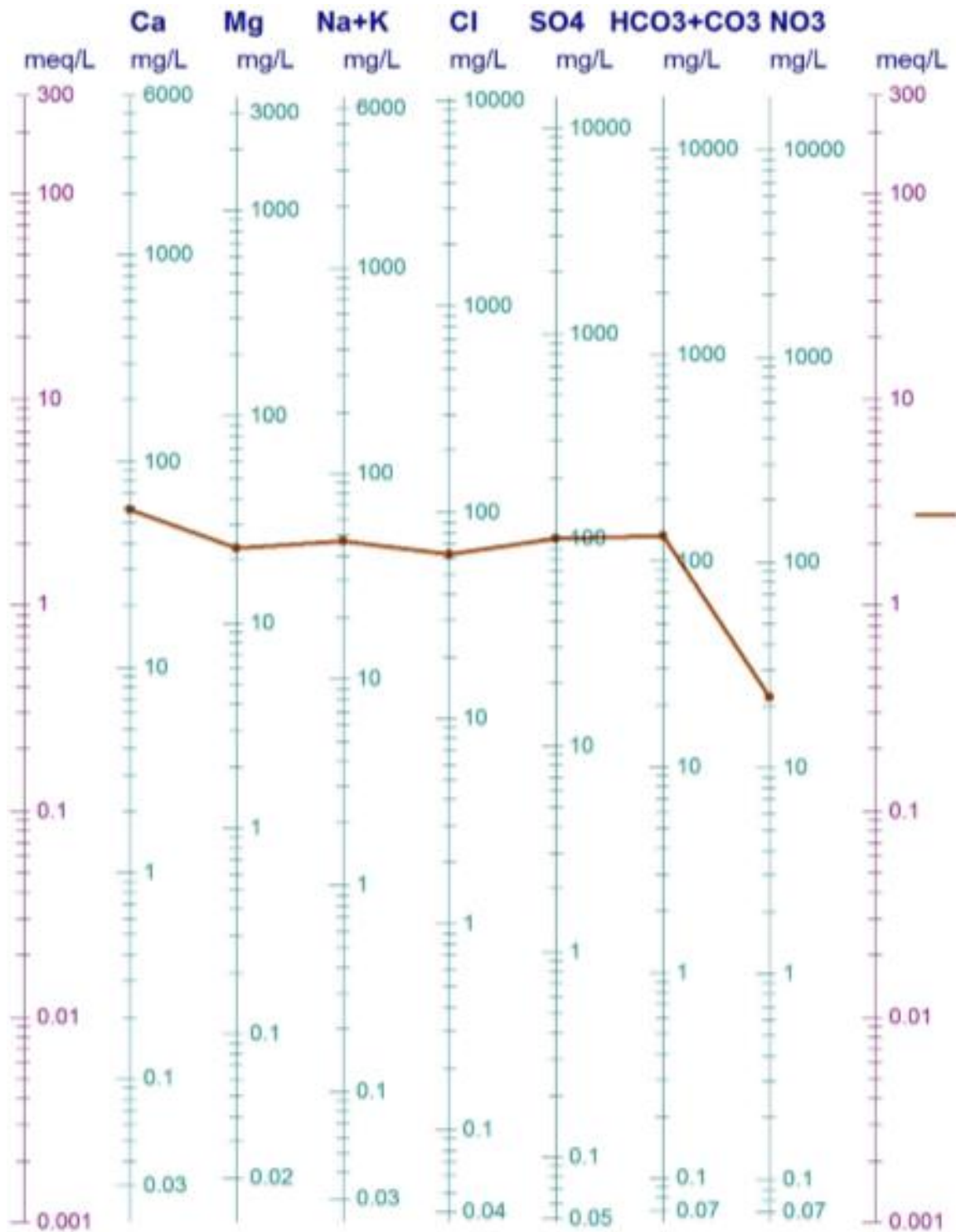
D'avoir une idée sur la lithologie à partir des analyses chimiques,

D'avoir une relation entre le chimisme de l'eau et la nature lithologique de l'encaissant,

La projection de plusieurs échantillons en même temps : - Pour suivre leurs évolutions dans le temps et dans l'espace,

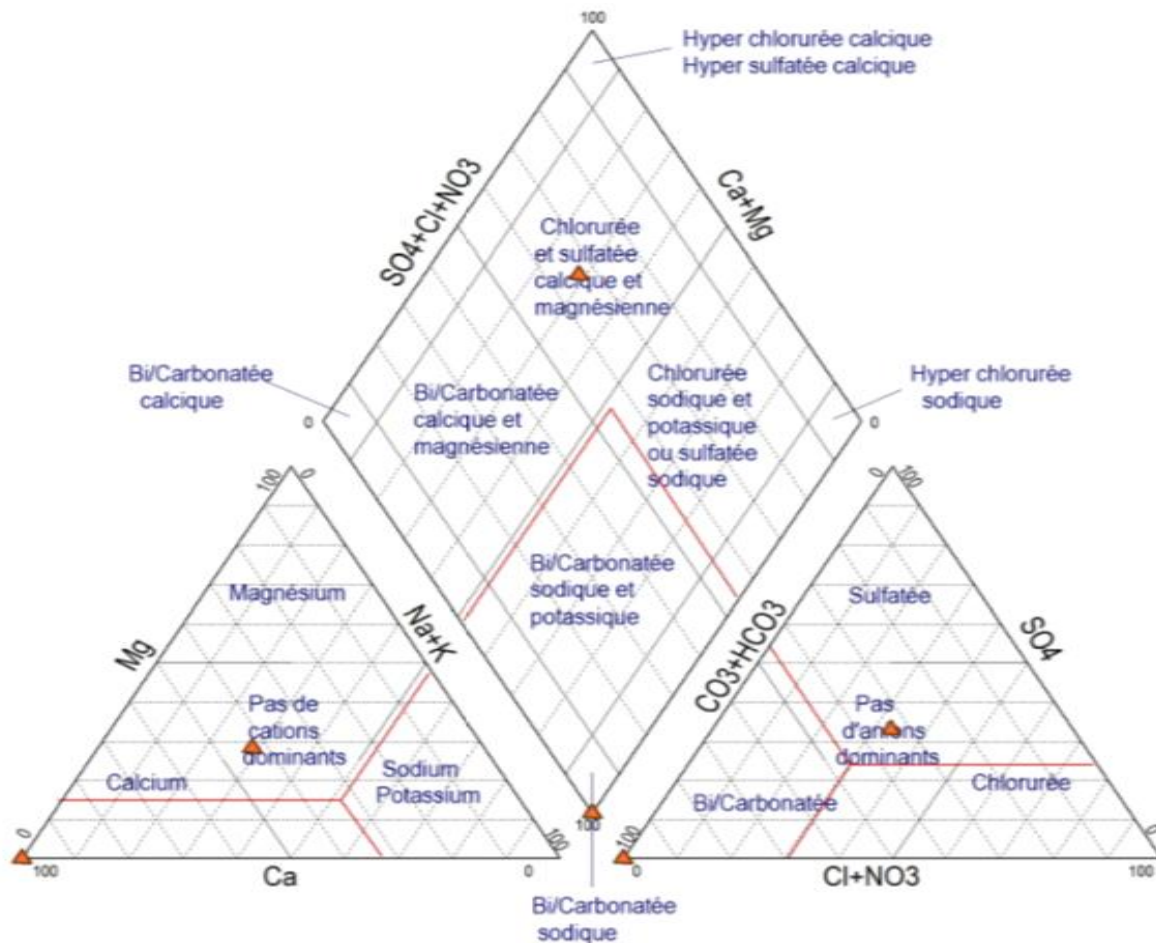
- Pour les comparer,
- Pour avoir une idée sur la notion de mélange,

De suivre les propriétés physico-chimiques au cours de leur évolution spatiotemporelle.



Représentation graphique d'une analyse d'eau sur diagramme de Schoëller-Berkaloff

Ce digramme à échelle logarithmique, permet de lire un faciès **bicarbonaté calcique**



Représentation graphique de l'eau sur *diagramme de piper*

Le diagramme de Piper permet de lire **un faciès: chloruré et sulfaté calcique et magnésienne**

Classification des eaux naturelles :

Les eaux naturelles sont classées selon deux critères fondamentaux :

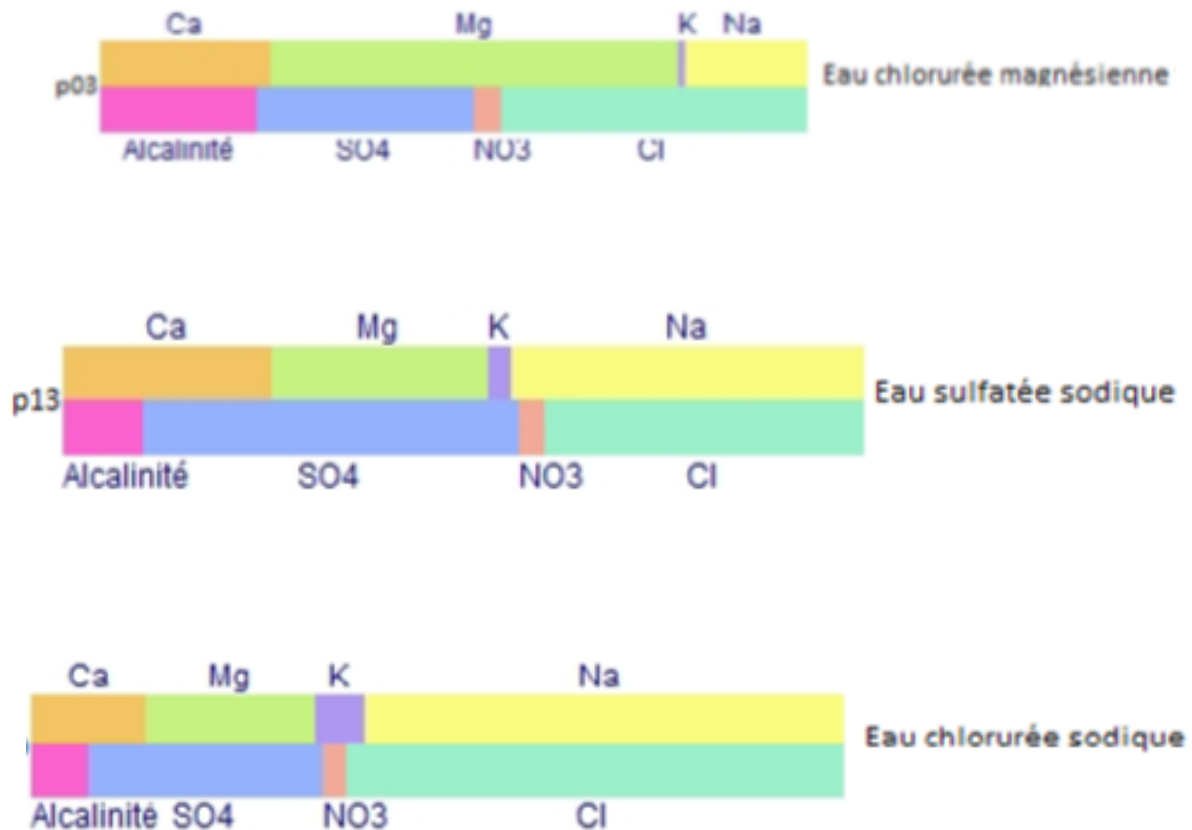
- Leurs composition chimique et
- Leurs origine et gisement.

Les principales classifications basées sur la composition chimique des eaux naturelles sont celles de STABLER- SAULINE, ALKENINE, SCHOELLER, PALMER et PIPER.

les plus utilisées sont celles de STABLER, PIPER et SCHOELLER.

Établissement de la formule caractéristique (ionique) de STABLER

La formule caractéristique de STABLER permet de déterminer les différents faciès d'eaux.



Les rapports caractéristiques

L'étude des rapports caractéristiques nous permet d'avoir une idée sur le milieu ou l'origine des eaux, la nature des terrains traversés et de comparer leur concentration en éléments chimiques.

Autres unités de concentration:

Le degré français:

Pour l'expression des titres, il est souvent fait appel à la notion de degré français (°F) qui correspond à la cinquième partie du milliéquivalent par litre.

A l'origine: $1^{\circ}\text{F} = 10 \text{ mg/L de CaCO}_3$ (problème du tartre à analyser)

or 10 mg/L CaCO₃ = 0,2 meq/L

Il existe aussi le degré : anglais, allemand et américain

unité A = X unité B		unités B					ppm ou mg/L de CaCO ₃
		meq/L	degré français	degré anglais	degré américain	degré allemand	
unités A	meq/L	1	5	3,496	2,911	2,8	50
	degré français	0,2	1	0,699	0,582	0,56	10
	degré anglais	0,286	1,43	1	0,832	0,8	14,298
	degré américain	0,343	1,717	1,201	1	0,961	17,173
	degré allemand	0,357	1,785	1,248	1,039	1	17,857
	ppm ou mg/L de CaCO ₃	0,02	0,1	0,069	0,058	0,056	1

Exemple:

Masse molaire Ca⁺⁺ = 40 g

Masse molaire CO₃^{''} = 60 g

$$\text{Equivalent CaCO}_3 = \frac{(40 \text{ g} + 60 \text{ g})}{2} = 50 \text{ g}$$

1 meq/L CaCO₃ = 50 mg/L

$$1 \text{ }^\circ\text{F CaCO}_3 = \frac{50 \text{ mg/L}}{5} = 10 \text{ mg/L}$$

Caractéristiques de l'eau potable

Les Caractéristiques Organoleptiques

Doivent être appréciés au moment du prélèvement : certaines odeurs peuvent disparaître durant le transport, l'aspect de l'échantillon peut se modifier au cours du stockage (apparition de coloration, précipités, etc.)

La couleur : L'eau colorée présente des inconvénients.

La coloration d'une eau est dite réelle lorsqu'elle est due aux seules substances en solution. Elle est dite apparente quand les substances en suspension y ajoutent leur propre coloration.

Une coloration de 5 unités (échelle colorimétrique au platino-cobalt) ne devrait

pas être dépassée pour des raisons esthétiques.

Pour un certain nombre de pays, la valeur de 10 unités est considérée comme chiffre souhaitable à ne pas dépasser, la valeur de 20 unités est admise comme limite supérieure acceptable pour d'autres.

L'OMS et la réglementation française (en tant que référence de qualité) indiquent 15 unités.

L'odeur : L'eau potable doit être sans odeur, non seulement au moment du prélèvement, mais encore après une période de 10 jours en vase clos à la température de 26 °C. Les odeurs proviennent, soit des produits chimiques, soit de matières organiques en décomposition, soit de protozoaires, soit d'organismes aquatiques.

Le test de l'odeur ne constitue pas une mesure mais une appréciation et celle-ci a donc un caractère personnel

La Saveur : La minéralisation de l'eau (faible ou importante) introduit un goût plus ou moins accentué et on peut distinguer par conséquent certains goûts. Une eau potable de bonne qualité doit avoir une saveur faible et agréable.

Pour que l'eau soit considérée comme n'ayant pas de goût particulier, certains sels tels que le chlorure de calcium, l'hydrogénocarbonate de sodium, doivent être présents à une concentration voisine de celle de la salive.

Caractéristiques physico-chimiques de l'eau

L'analyse d'une eau naturelle doit donner la concentration des éléments caractéristiques et la valeur des grandeurs physiques et chimiques (pH, T°, Turbidité, Conductivité, la dureté.).

Les principaux caractères physiques sont :

Température, Turbidité et Conductivité.

Les caractéristiques physiques :

La Température : Sa mesure s'effectue sur terrain en même temps que celle de l'air à l'aide d'un thermomètre précis gradué en 1/10 ème de degré. Elle joue un rôle sur la conductivité électrique, c'est-à-dire dans la solubilité des sels et surtout des gaz dans la dissociation des sels dissous, et pour la connaissance de l'origine de l'eau et des mélanges éventuels après la détermination du pH.

La température d'une eau potable devrait être inférieure en été et supérieure en hiver à la température de l'air. Pour que l'eau potable soit désaltérante, sa température doit se situer entre 8 et 15 C° ; entre 20 et 25 C°, elle désaltère mal.

A titre indicatif, les anciennes du Conseil des communautés européennes fixaient à 12 C°. Pratiquement, la température de l'eau n'a pas d'incidence directe sur la Santé de l'homme.

Le PH: Le pH (potentiel Hydrogène) mesure l'activité en ions H₃O⁺ de l'eau. Il traduit ainsi la balance entre acide et base sur une échelle de 0 à 14. Le pH d'une eau représente son acidité ou son alcalinité ; à un pH 7 une eau est dite neutre, à un pH inférieur à 7 une eau dite acide et à un supérieur à 7, elle est dite basique. Ce paramètre conditionne un grand nombre d'équilibres physico-chimiques, et dépend de facteurs multiples dont la température et l'origine de l'eau.

Le pH dépend de l'origine des eaux, de la nature géologique des terrains traversés. Dans la plupart des eaux naturelles, le pH est compris habituellement entre 6 et 8,5. (Norme OMS: 6,5 – 8,5)

Types d'eau (d'origines différentes)	pH
Eaux des sols alcalins	9 à 10
Eaux Minérales sulfatées sodiques	8 à 10
Eaux de mer	7,8 à 8,35
Eaux fluviales	7
Eaux minérales bicarbonatées sodiques	6,3 à 6,4
Eaux de pluie	6
Eaux des marais stagnantes	4
Eaux de condensation des fumerolles	1 à 2

Conductivité (mho / cm)

La conductivité mesure (à l'aide d'un Conductivimètre) l'aptitude de l'eau à conduire le courant entre deux électrodes.

La plupart des éléments dissous dans l'eau se trouvent sous forme d'ions chargés électriquement.

La mesure de la conductivité permet donc d'apprécier la quantité de sels dissous dans l'eau et par suite donner une idée sur la minéralisation totale d'une eau.

La mesure de la conductivité permet d'évaluer rapidement mais très approximativement la minéralisation globale de l'eau.

Eau pure: Conductivité = 0,05 micro mho / cm

Eau distillée: Conductivité = 0,05 micro mho / cm

<i>Conductivité < 100 µS/cm : minéralisation très faible ;</i>
<i>100 µS/cm < conductivité < 200 µS/cm : minéralisation faible ;</i>
<i>200 µS/cm < conductivité < 333 µS/cm : minéralisation moyenne ;</i>
<i>333 µS/cm < conductivité < 666 µS/cm : minéralisation moyenne accentuée ;</i>
<i>666 µS/cm < conductivité < 1 000 µS/cm : minéralisation importante ;</i>
<i>Conductivité < 1 000 µS/cm : minéralisation élevée.</i>

Calcul de minéralisation à partir de la conductivité :

Calcul de minéralisation à partir de la conductivité thermique trouvée.

La minéralisation à 20°C en mg/l

Il existe une relation entre la teneur en sels dissous d'eau et sa conductivité :

Résistivité en Ohm.m	Minéralisation	Exemple de roche Magazine
< 1000	excessive	Evaporites
1000 à 1500	importante	Calcaire
1500 à 3000	moyenne	Alluvions
3000 à 5000	peu accentuée	Molasses
5000 à 10000	faible	Grès
>10000	très faible	Granite, Gneiss, Basalte

Exemple: $\text{Minéralisation} = 0.715920 * \text{Conductivité} = 0.715920 * 767 = 549,11064 \text{mg/}$

Qualité de l'eau en fonction de la conductivité électrique (d'après Manuel de l'eau de Nalco 1983)

Conductivité électrique (exprimée en µs/cm)	Qualité de l'eau
50 à 400	Excellente
400 à 750	bonne qualité
750 à 1500	médiocre mais eau utilisable
> à 1500	minéralisation excessive

La résistivité

L'eau pure est peu conductrice du courant électrique car elle ne contient que très peu de particules chargées électriquement (ions), susceptibles de se déplacer dans un champ électrique.

L'eau pure contient à 25°C : $2 \cdot 10^{-7}$ moles (2 sur 10 millions) par litre d'ions H^+ et OH^- ; la présence de 0,5 mg./l de CO_2 fait chuter sa résistivité d'un facteur 25.

De part ses propriétés polaires l'eau dissous de nombreux sels minéraux qui donnent naissance à des ions : ces ions augmenteront la conductivité de l'eau proportionnellement à leurs concentrations (pour de faibles concentrations).

On définit la résistivité d'un corps conducteur par :

$$\rho = \frac{R \cdot s}{l}$$

avec :

r : résistivité en Ohm.m ($\Omega \cdot m$),

l : distance séparant les points d'application du champ électrique en m : longueur du conducteur ou distance entre les électrodes de mesure d'un résistivimètre,

s : section de passage du courant électrique en m^2 : section du conducteur ou surfaces des électrodes de mesure d'un résistivimètre.

Remarque : la grandeur : $\frac{s}{l}$ exprimée en [m] est appelée constante du résistivimètre. Pour la mesure de la résistivité de l'eau on préfère employer l'unité dérivée : $\Omega \cdot cm$ plus en rapport avec l'ordre de grandeur habituel.

On utilise aussi la grandeur conductivité : γ qui est liée à la résistivité par la

relation:
$$\gamma = \frac{1}{\rho}$$

L'unité SI(Syst. Internat.) est le Siemens./m : S./m. Pour les mêmes raisons que précédemment on utilise plutôt le mS./cm.

Relation importante : $\gamma \text{ en } \mu\text{S} \cdot \text{cm}^{-1} = \frac{10^6}{\rho \text{ en } \Omega \cdot \text{cm}}$

On retiendra : $\gamma \cdot \rho = 10$ avec les unités précitées.

La conductivité est fonction de la température et est généralement exprimée (sans indication contraire), à la température de 20°C.

On considère que l'eau de conductivité supérieure à 1500 mS./cm est difficilement utilisable pour les besoins d'irrigation (salinisation des sols qui les rendent impropres à la culture).

Résistivité des eaux naturelles

Résistivité en Ohm.m	Minéralisation	Exemple de roche Magazine
< 1000	excessive	Evaporites
1000 à 1500	importante	Calcaire
1500 à 3000	moyenne	Alluvions
3000 à 5000	peu accentuée	Molasses
5000 à 10000	faible	Grès
>10000	très faible	Granite, Gneiss, Basalte

Résistivité de quelques eaux (Ohm.cm)

Eau distillé	100 000
Eau de pluie	40 000
Eau de ruissellement sur granite (Gabon)	70 000
Eau d'Evian	2 500
Eau d'Alger	1 000
Eau de Biskra	500
Eau de mer	< 100

$$1 \text{ S/m} = 10^4 \mu\text{S/cm} = 10^3 \text{ mS/m}$$

$$\text{Résistivité (ohm.cm)} = \frac{1000000}{\text{conductivité (microSiemens/cm)}}$$

Classification des eaux selon la conductivité. (RODIER, 2005)

Type d'eaux	Conductivité ($\mu\text{S}/\text{Cm}$)	Résistivité
Eau pure	< 23	> 30000
Eau douce peu minéralisée	100 à 200	5000 à 10000
Eau de minéralisation moyenne	250 à 500	2000 à 40000
Eau très minéralisée	1000 à 2500	400 à 1000

Caractéristiques (paramètres) chimiques

les principaux éléments analysés dans les eaux pour une analyse fondamentale sont:

Cations	Anions
Ca ⁺⁺	Cl ⁻
Mg ⁺⁺	SO ₄ ⁻⁻
Na ⁺	CO ₃ ⁻
K ⁺	HCO ₃ ⁻
	NO ₃ ⁻

Rq: Pour les CO₃⁻⁻: sont présents dans l'eau sous forme de bicarbonates, pour le sodium il est toujours associé avec le potassium (Na⁺ + K⁺).

Les Cations:

Le Calcium Ca²⁺: Le calcium est un métal alcalino-terreux extrêmement répandu dans la nature et en particulier dans les roches calcaires sous formes de carbonates, c'est un composant majeur de la dureté de l'eau, il est généralement l'élément dominant. Une eau potable de bonne qualité renferme de 100 à 400 mg/l de calcium. (RODIER, J.1984)

Le Magnésium Mg²⁺: Le magnésium est un des éléments les plus répandus dans la nature. Il donne un goût désagréable à l'eau. L'évolution des teneurs du magnésium est identique à celle du calcium. .Sodium Na⁺

Le Sodium: est un élément dont les concentration dans l'eau varient d'une région à l'autre. L'origine du sodium dans les eaux est liée principalement au lessivage des dépôts évaporitiques et ceci par des phénomènes de lessivage, d'évaporation et par échange de base. La dissolution des minéraux salifères se fait selon la relation suivante : NaCl \longrightarrow Na⁺ + Cl⁻

Le Potassium K⁺: Le potassium est l'élément le moins ré pondu dans les eaux souterraines. Il est lié aux formations argileuses riches en potassium et à l'utilisation des engrais chimiques.

Les Anions:

Chlorures Cl: Existents dans toutes les eaux à des concentrations variables. L'ion chlorure possède des caractéristiques différentes de celles des autres éléments, il n'est pas adsorbé par les formations géologiques, ne se combine pas facilement avec les éléments chimiques et reste très mobile. Les chlorures rencontrés en grande quantité dans les eaux souterraines proviennent de la dissolution et lessivage des terrains salifères. (RODIER, J.2009).

L'eau contient toujours de chlorures, mais en proportion très variable. En effet, les eaux prévenant des granitiques sont pauvres en chlorures, alors que les eaux des régions sédimentaires en contiennent d'avantage, d'ailleurs, la teneur en chlorure augmente avec le degré de minéralisation d'une eau (aussi de la conductivité). Les chlorures sont présents en grande quantité dans l'eau de mer. Leur concentration dans l'eau de pluie est approximativement de 3mg/l.

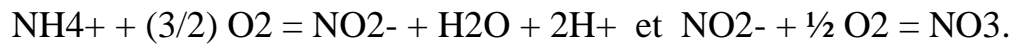
Bicarbonates HCO₃⁻: La présence des bicarbonates dans l'eau est dûe à la dissolution des formations carbonatées et par les eaux chargées en gaz carbonique. La somme des équations de dissolution est donnée comme suit :



La présence des bicarbonates est liée au lessivage les terrains et la dissolution des formations carbonatées.

Les Sulfates SO₄⁻²: Peuvent avoir une origine météorique ; comme ils peuvent également provenir de l'activité agricole ou biologique naturelle, ou bien de l'utilisation domestique (détergents), ou de la présence d'évaporites (gypse). (RODIER, J.2009)

Les Nitrates NO₃⁻: Une partie des nitrates naturels dans le sol résulte de la fixation de l'azote atmosphérique par des bactéries du sol, se trouvant par exemple dans les bulbes des racines de légumineuses. Une autre partie pénètre avec les précipitations par lessivage d'impuretés anthropogènes de l'air ou lors des orages. D'amont en aval, le fleuve produit des nitrites et des nitrates en consommant la pollution azotée la plus oxydable (Azote organique + ammonium). Dans des conditions d'oxygénation suffisante, l'ammonium est oxydé dans le fleuve en nitrites, puis en nitrates par l'action de bactéries spécialisées (Nitrosomas, Nitrobacter) suivant les réactions suivantes :L'azote sous forme nitrate est un sel nutritif utilisable par la majorité des végétaux.



Déterminations chimiques

Le Résidu sec

Le résidu sec représente la minéralisation totale de l'eau, c'est-à-dire la totalité des sels dissous et les matières organiques contenus dans l'eau. Il est exprimé en: g/l ou mg/l.

La détermination du résidu sec sur l'eau non filtrée permet d'évaluer la teneur en matières dissoutes et en suspension ; la mesure après filtration correspond aux matières dissoutes. Ces valeurs peuvent être recoupées à partir de la conductivité et permettent d'apprécier la minéralisation de l'eau.

Une eau dont la teneur en résidu sec est extrêmement faible peut être inacceptable à la consommation en raison de son goût plat et insipide (WHO., 1994).

La potabilité des eaux en fonction des résidus secs recommandée par OMS est de 1000 mg/L, quand celui-ci est extrait à 180°C.

La potabilité en fonction des résidus secs. (RODIER, 2005)

Résidu sec (mg/L)	Potabilité
RS < 500	Bonne
500 < RS < 1000	Passable
3000 < RS < 4000	Mauvaise

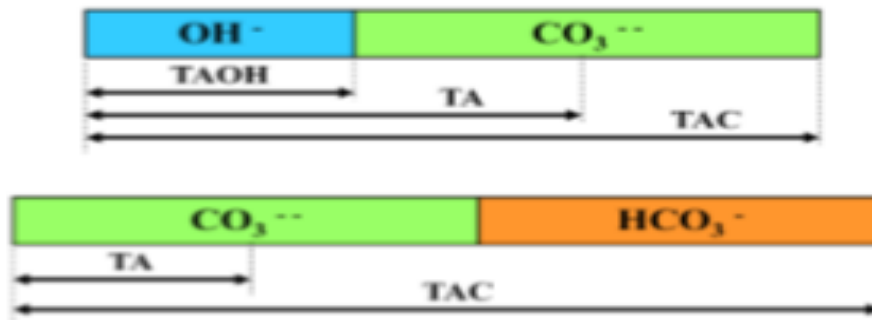
Alcalimétrie ou mesure de la Basicité

Titres alcalimétriques TA, TAC, TAOH

L'eau contient des hydroxydes et des carbonates.

- Le titre alcalimétrique hydroxyde (TAOH) mesure les hydroxydes.
- Le titre alcalimétrique (TA), mesure les hydroxydes et la moitié des carbonates.
- Le titre alcalimétrique complet (TAC) mesure la totalité des hydroxydes et des carbonates (*Berné et al, 1991; Rodier et al, 2016*)

Titres alcalimétriques TA, TAC, TAOH



TA : Titre alcalimétrique = $[\text{OH}^-] + \frac{1}{2} [\text{CO}_3^{--}]$

correspond à la concentration de l'eau en ions OH⁻ (alcalinité libre) et 1/2 de la concentration en ions carbonates

– se mesure par la quantité d'acide à verser dans l'eau pour ramener son pH à 8,2 (virage de phénolphthaléine du rouge à l'incolore).

– si pH d'une eau < 8,2, alors TA = 0.

Dans les eaux naturelles le TA = 0 pour pH ≤ 8,3

TAC: Titre Alcalimétrique Complet = $[\text{OH}^-] + [\text{CO}_3^{--}] + [\text{HCO}_3^-]$

correspond à la concentration de l'eau en ions OH⁻, en ions carbonates CO₃²⁻ et bicarbonates HCO₃⁻

– se mesure par la quantité d'acide à verser dans l'eau pour ramener son pH à 4,3 (virage du méthylorange du jaune au rouge orangé)

– toujours: TAC > TA

TAC = (r CO₃⁻⁻ + r HCO₃⁻ + r OH⁻) en méq/l

= (r CO₃⁻⁻ + r HCO₃⁻ + r OH⁻) * 5 °F = °F

Le TAC de l'eau d'Alger est de: 4,7 méq/l = 4,7 * 5 = 23,5 °F

Titre hydrotimétrique (TH) ou Dureté totale ou degrés hydrotimétrique

La dureté ou titre hydrotimétrique représente la somme des cations alcalinoterreux (ions positifs) sauf les monovalents (Na⁺, K⁺, H⁺, NH₄⁺), soit les ions **calcium et magnésium (teneur total de Ca, Mg)** essentiellement qui sont des éléments importants dans la formation du tartre. Une eau dure mousse difficilement avec le savon.

On distingue:

- Le TH total, ou DHT
- Le TH calcique qui ne mesure que les ions calcium,
- Le TH magnésien qui ne mesure que les ions magnésium. le degré hydrotimétrique total

Le TH total, ou DHT: mesuré sur l'eau brute, il indique la teneur global en Mg, Ca

Degré hydrotimétrique permanent: mesuré sur l'eau brut bouillie pendant 30 minutes donc disparition des bicarbonates par précipitation puis filtré et ramené à son volume initial avec de l'eau distillée, il donne la teneur en sulfate et chlorure de calcium et de magnésium qui reste à l'état dissous

Degré hydrotimétrique temporaire: c'est la différence entre la dureté totale et la dureté permanente.

la valeur du degré hydrotimétrique diffère suivant les pays et on distingue le degré Français le degré Américain le degré Allemand et le degré Russe.

en France 1° F (degrés français) correspond à la dureté d'une solution de 10 mg de Ca CO₃/l

Le TH est mesuré: -soit par dosage à l'EDTA

-soit par calcul à partir de la teneur en Ca et Mg.

$$\text{TH (°F)} = 5 \times \frac{2 \times [\text{Ca}] \text{mg/L}}{40,08} + \frac{2 \times [\text{Mg}] \text{mg/L}}{24,31}$$

Classification des eaux en fonction de la dureté totale

°F	Qualité
0 à 5	Eau très douce
5 à 12	Eau douce
12 à 25	Eau moyennement dure
25 à 32	Eau dure
> 32	Eau très dure

Références bibliographiques :

- **Fourmarier P (1958)**. Introduction à l'étude des eaux destinées à l'alimentation humaine et à l'industrie. 2^e édition revue, 294 pages.
- **Leroy, J.B. (2007)** La pollution des eaux. Ed.PUF
- Manuel de l'eau de Nalco 1983
- **Rodier J (2009)**. Analyse de l'eau. 9^e édition. Paris, 1526 p.
- **Schoeller H (1962)**. Les eaux souterraines – Hydrologie, Dynamique et Chimique. Recherche, Exploitation et Evaluation des Ressources. 679 pages.