



REPUBLIQUE ALGERIENNE DEMOCRATIQUE ET POPULAIRE
MINISTRE DE L'ENSEIGNEMENT SUPERIEUR ET DE LA RECHERCHE
SCIENTIFIQUE

UNIVERSITÉ ZIANE ACHOUR- DJELFA
FACULTÉ DES SCIENCES DE LA NATURE ET DE LA VIE
DÉPARTEMENT DES SCIENCES AGRONOMIQUES ET VÉTÉRINAIRES

COURS

Chimie Environnementale de l'Eau

DESTINÉ AUX ÉTUDIANTS DE :

1^{ÈRE} ANNÉE MASTER, EAU ET ENVIRONNEMENT

Présenté par : Dr. BOUTELDJAOUI Fatah, MCB, Université Ziane Achour-
Djelfa

ANNÉE UNIVERSITAIRE 2022/2023

Chapitre I : Caractérisation physico-chimiques des eaux souterraines

I Les paramètres physico-chimiques (mesure in situ):

Il s'agit des paramètres facilement mesurables et utiles pour la détermination de l'état chimique des polluants dans l'eau.

I.1. Température :

La température joue un rôle primordial dans la **solubilité** des **sels** et des **gaz** et par conséquent sur la **conductibilité**. Elle permet de différencier entre les eaux qui circulent en profondeur et celles qui circulent près de la surface, donc sur son origine.

La variation thermique des eaux souterraines est fonctions de la profondeur de l'aquifère et le gradient géothermique. Cependant, pour les eaux superficielles elle est due aux influences atmosphériques et particulièrement les changements de la température de l'air.

I.2. Potentiel Hydrogène (pH) :

Il exprime la concentration en ion H^+ d'une solution, c'est-à-dire l'alcalinité ou l'acidité d'une eau. Par définition le pH est le logarithme décimal de l'inverse de la concentration H^+ : **pH = - Log $[H^+]$** .

L'échelle du pH varie de 0 à 14 en fonction de la force ionique, si :

- $[H^+] < [OH^-] \Rightarrow \text{pH} > 7$: l'eau est **basique** ;
- $[H^+] > [OH^-] \Rightarrow \text{pH} < 7$: l'eau est **acide** ;
- $[H^+] = [OH^-] \Rightarrow \text{pH} = 7$: l'eau est **neutre**.

I.3. Conductivité électrique :

La conductivité électrique d'une eau caractérise sa faculté à laisser passer le courant électrique, elle augmente avec la concentration des ions en solution et la température. Elle correspond à la conductance d'une colonne d'eau comprise entre deux électrodes métalliques de **1 cm²** de surface, séparées l'une de l'autre de 1 cm. Elle est exprimée en **$\mu\text{S} / \text{cm}$** . Généralement les valeurs sont ramenées à 25° C.

Elle donne une estimation approchée de la minéralisation des eaux.

La loi utilisée le plus fréquemment pour corriger ces valeurs de conductibilités à une température de référence de **25⁰C** est la suivante:

$$CE_{25} = CE_{Tmes} * \frac{1}{(1 - 0.022)(25 - Tmes)}$$

Tmes : Température de mesure (°C) ;

CE₂₅ : Conductivité électrique ($\mu\text{S.cm}^{-1}$) corrigée à 25°C

Tableau I.1: Classification des eaux souterraines en fonction de la conductivité.

Conductivité électrique	Taux de minéralisation
0-100 $\mu\text{S}/\text{cm}$	Minéralisation très faible
100-200 $\mu\text{S}/\text{cm}$	Minéralisation faible
200-333 $\mu\text{S} / \text{cm}$	Minéralisation moyenne
333-666 $\mu\text{S} / \text{cm}$	Minéralisation moyenne accentuée
666-1000 $\mu\text{S} / \text{cm}$	Minéralisation moyenne importante
> 1000 $\mu\text{S} / \text{cm}$	Minéralisation élevée

I.4. Potentiel d'oxydoréduction (Eh) : Ce paramètre nous permet de prévoir l'état des ions chimiques dans l'eau et la direction des réactions chimiques (oxydation ou réduction) ainsi que l'état d'équilibre des éléments chimiques dans les diagrammes **Eh-pH**.

II Etude des paramètres chimiques :

II.1 Les éléments majeurs

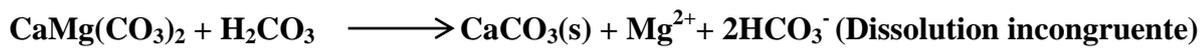
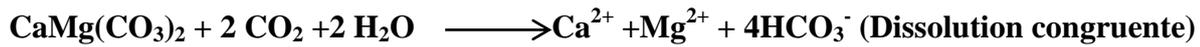
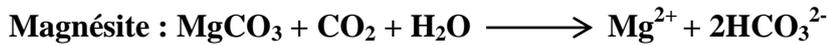
II.1.1 Cations majeurs :

Calcium (Ca^{2+}) : Cet élément est fréquent dans les roches sédimentaires, il provient essentiellement de la dissolution des roches carbonatées (CaCO_3) suite à la présence du gaz carbonique. Le calcium peut provenir également des formations gypsifères ($\text{Ca SO}_4, 2\text{H}_2\text{O}$), qui sont facilement solubles selon les équations :

- $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^-$
- $\text{CaSO}_4, 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$

Magnésium (Mg^{2+})

Le magnésium provient de l'altération et de la dissolution des minéraux carbonatés (**dolomite, magnésite, calcite magnésienne**). Les eaux présentant un temps de séjour souterrain élevé peuvent aussi s'enrichir en **magnésium** au détriment du **calcium** par échange cationique sur des minéraux argileux. Dans les roches cristallines, l'altération des silicates magnésiens peut aussi libérer du magnésium. Enfin, le Mg^{2+} peut être présent dans les évaporites en raison de la présence d'aquifères calcaréo-dolomitiques associés au **karst gypseux** et à l'existence de minéraux magnésiens dans les gypses (**Mandia, 1991**). Il pourrait s'agir d'epsomite ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), de dolomite ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$), de magnésite (MgCO_3) ou Magnésium (Mg^{2+}) : Ses origines sont comparables à celle du calcium, car il provient de la dissolution des formations carbonatées à fortes teneurs en magnésium (**magnésite et dolomite**). Des hautes concentrations en Mg^{2+} sont souvent liées aux sulfates car les **gisements de gypse ou d'anhydrite** contiennent des teneurs importantes en Mg^{2+} .



Sodium (Na^+) : L'origine de ces éléments est liée principalement à la dissolution des **formations évaporitiques** riches en **halite (NaCl)** et à l'effet de la salinité marine. La dissolution des minéraux salifères se fait selon la relation suivante :



Le potassium (K^+):

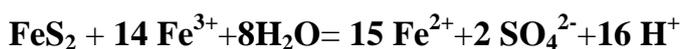
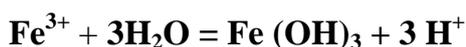
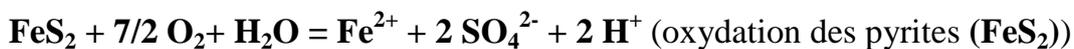
Le potassium résulte de l'altération des **argiles potassiques** et de la dissolution des engrais chimiques (**NPK**) qui sont utilisés massivement par les agriculteurs. La présence de cet élément peut être également liée au déversement des eaux usées domestiques dans le milieu récepteur (Oued).

II.1.2 Anions majeurs :

Sulfates (SO_4^{2-}) : La présence des ions sulfate dans l'eau est liée:

- La dissolution des sulfates (sulfate de **Ca** et **Mg**) contenu dans les formations gypseuses des évaporites des formations alluvionnaires.
- Altération des pyrites des **roches sédimentaires** et attaques des silicates

Processus d'altération des pyrites :



- lessivage des terrains **argileux et marneux**
- des eaux de pluie où le **Soufre** présent dans l'atmosphère subit une **oxydation**
- Pollution par les **engrais sulfatés** utilisés en agricultures.

La forte concentration en sulfates provoque de troubles **gastro-intestinaux**; aussi elles peuvent donner un goût désagréable à l'eau et créer des dépôts tenaces dans les chaudières

Les chlorures (Cl^-) :

L'ion chlorure constitue un bon indicateur de la pollution.

Les chlorures peuvent avoir plusieurs origines :

- Dissolution du **NaCl** des roches **évaporitiques** (et d'autres chlorures),

- l'intrusion marine
- Le mélange avec une eau de mer fossile (dans les bassins sédimentaires)
- Dissolution de minéraux tels que les micas, l'amphibole et la plupart des minéraux argileux (groupes OH⁻ remplacés par Cl⁻), contenant le Cl en tant que constituant secondaire ou en trace.
- Epannage **d'engrais organiques et inorganiques** (principalement les composés potassiques),
- Rejets des eaux usées d'origine domestique et industrielle

Dans l'eau potable, la concentration maximale acceptable est de **250 mg/l**. Si la teneur est supérieure à cette valeur, elle affecte le goût de l'eau. Une concentration élevée de Cl peut provoquer l'eczéma et l'érythème.

Bicarbonates (HCO₃⁻) : La présence des bicarbonates dans l'eau est due à la dissolution des formations carbonatées (**cipolin, calcaire**) par des eaux chargées en **gaz carbonique**. La somme des équations de dissolution est donnée comme suit :



La concentration de **HCO₃⁻** dans l'eau est fonction de :

- la nature des terrains traversés ;
- la température de l'eau ;
- et la pression du **CO₂** dissous

II.2 Les éléments nutritifs :

Dans les eaux souterraines, les **nitrate** (NO₃⁻) proviennent principalement de l'épandage **d'engrais azotés, chimiques ou organiques**. Les champs cultivés, non recouverts d'un couvert végétal dense, fournissent les meilleures conditions à **l'infiltration** des **nitrate**. Une quantité non négligeable de NO₃⁻ provient aussi du **cycle biologique naturel**, soit par décomposition de la matière organique, soit par production active de la part de certaines plantes.

1) les nitrates NO₃⁻ :

Représentent la forme la plus **oxygénée** de l'azote, c'est une forme très soluble. Sa présence dans les eaux souterraines est liée à l'utilisation **intensive** des **engrais chimiques**, des **fumiers** et aux **eaux usées domestiques rejetées** dans les **oueds** et dans les **chotts**. L'excès des nitrates dans les eaux de consommation provoque la **méthémoglobinémie** chez les **nourrissons** appelée également la **maladie bleue**.

2) les nitrites NO₂⁻ :

Toutes les formes d'azote (azote organique, ammoniacque et nitrites) sont susceptibles d'être à l'origine des formations des nitrites par un processus d'oxydation biologique des nitrates,

soit d'une **oxydation incomplète** de l'ammoniaque (NH_4^+), soit d'une réduction des nitrates sous l'influence d'une action bactérienne (**phénomène de dénitrification**).

3) l'ammonium (NH_4^+) est la forme d'azote la **plus toxique**. La présence de l'ammonium dans l'eau est liée, soit par **réduction** des formes azotées (**nitrates et nitrites**) en conditions réduites, soit aux **rejets urbains et industriels** dans les oueds et les chotts.

Le transfert de la forme **ammonium** vers les **nitrites** et les **nitrates** se fait par oxydation, cette réaction est rapide en présence de **l'oxygène**. La forte teneur en CO_2 et la faible teneur en oxygène accroissent la concentration en ammonium dans l'eau.

Le transfert naturel de l'azote dans les eaux se fait selon les conditions d'oxydoréduction et les réactions biologiques suivantes :

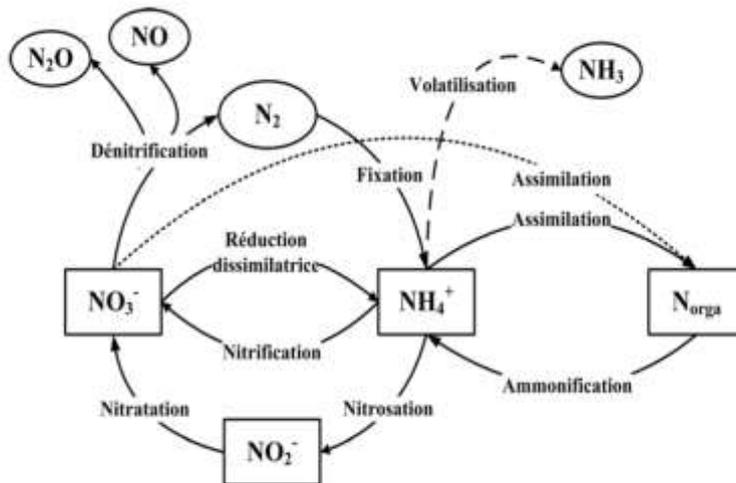


Fig.1 Cycle simplifié de l'azote. En ovale les formes gazeuses, dans les carrés les formes dissoutes ou solide (Norga).

La Nitrification

Le processus de **nitrification** conduit à la transformation de l'ammonium (NH_4^+) en **nitrates** (NO_3^-) issus de la minéralisation de l'azote organique C'est un processus strictement aérobie qui se déroule en deux étapes :

1. La **nitritation** réalisée par des **bactéries nitreuses** (**Nitrosomonas, Nitrosococcus, Nitrospira,...**) et conduisant à l'**oxydation** de l'ammonium en **nitrites** :



2. La **nitratation** réalisée par des **bactéries nitriques** (Nitrobacter...) et conduisant à l'oxydation des nitrites en nitrates ces bactéries sont aérobies:



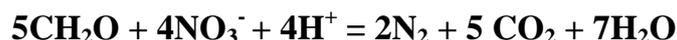
Les conditions du milieu sont déterminantes pour ces diverses transformations de l'azote. En conditions réductrices, les ions ammonium (NH_4^+) peuvent s'accumuler dans le milieu alors qu'en conditions oxydantes ils sont rapidement oxydés en nitrates (NO_3^-) selon les deux réactions successives précédemment indiquées.

La dénitrification

Le terme de **dénitrification** a été introduit pour la première fois en **1886** par **U. Gayon et G. Dupetit**. Ce processus naturel essentiellement bactérien, leur permet de se développer dans des conditions **anaérobies** et d'autoépuration des nitrates.

Les bactéries dénitrifiantes utilisent les nitrates comme accepteurs finaux d'électrons. Ces bactéries aérobies (anaérobies facultatives) : appartiennent aux genres **Pseudomonas, Bacillus, Achromobacter, Micrococcus...** Contrairement à la réduction assimilative, au cours de la dénitrification, l'azote est rejeté dans le milieu sous forme de (**azote moléculaire**) N_2 ou de (**oxyde nitreux**) N_2O ou de **monoxyde d'azote (NO)**.

Si l'on prend pour exemple l'oxydation d'un hydrate de carbone, la réaction globale est :

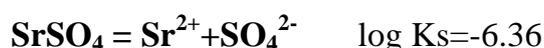


Elle se fait en plusieurs étapes



II.3 Eléments mineurs naturels

Strontium (Sr^{2+}) : Le strontium est un métal alcalino-terreux. Dans la nature, on le trouve sous forme de strontianite $SrCO_3$ et de célestite $SrSO_4$. La célestite accompagne généralement les formations évaporitiques et se dissout selon la relation suivante :



Le Baryum (Ba^{2+}):

Le Ba^{2+} provient essentiellement de la dissolution de barytine: $BaSO_4$ ou de sulfates mixtes de **Ba** et **Sr**. La limite de solubilité du $BaSO_4$ atteint **2.5 mg/1** dans l'eau pure à **20°C**.

Fluorure (F^-) : Le fluor n'existe pas à l'état libre mais sous forme de fluorures en association avec d'autres éléments : fluorine (CaF_2), minéral essentiellement lié à des gisements hydrothermaux, cryolite (Na_3AlF_6) et fluorapatite ($Ca_5(PO_4)_3F$). Le fluor et ses dérivés sont largement employés dans l'industrie (traitement de surface, industrie de verre, de la céramique).

Silicium (Si) : La silice dans la nature se trouve sous forme SiO_2 , d'origine essentiellement naturelle, liée aux **formations silicatées** (argiles, formations métamorphiques) ou à l'origine industrielle liée à l'industrie du verre, du mica, de la porcelaine et du ciment. Dans les eaux, on retrouve la silice sous une forme soluble (**ionique**) et **colloïdale**.

La silice dissoute, exprimée en **mg/1** de SiO_2 est essentiellement mise en solution sous forme d'acide silicique H_4SiO_4 . Dans les eaux froides de faible profondeur, les teneurs en SiO_2 proviennent en grande partie du sol où les phénomènes d'altération des argiles ont lieu. Dans les systèmes thermaux, la mise en solution de la silice dépend de la température et du type de minéral silicate présent dans la roche-réservoir.

II.4 Eléments métalliques en traces

1) **Fer(Fe)** : Le fer, dans les eaux naturelles existe sous deux états d'oxydation, le **fer ferreux, Fe(II)** et le **fer ferrique, Fe(III)**. Dans les eaux souterraines, le **fer ferreux** est généralement sous forme **soluble** alors que le **fer ferrique** est **insoluble** et sous forme complexée, colloïdale ou précipitée.

Le fer est présent dans les **roches ignées** et se trouve sous forme de trace dans pratiquement tous les sédiments et les **roches sédimentaires**. Dans les **roches ignées**, les principaux minéraux de **fer** sont des **silicates (amphiboles, pyroxènes, olivine, argiles, micas)** et des oxydes (**magnétites, (Fe₃O₄)**). Dans les **roches sédimentaires**, le fer se trouve dans les **sulfures (pyrites, marcassite)**, le **carbonate de fer (sidérite, (FeCO₃))** et les oxydes (**hématite, (Fe₂O₃)**). Dans la matrice solide le fer, le fer se trouve principalement sous forme d'oxyde (**hématite, Fe₂O₃**) et d'**hydroxyde (goethite, FeOOH)**.

La présence de fer dans l'eau peut avoir une origine anthropique : par les rejets industrielle (**métallurgiques, sidérurgiques**).

2) Manganèse (Mn²⁺) :

Le manganèse dans les eaux souterraines peut exister à différents états d'oxydation, de **Mn(0)** à **Mn(VII)**. Le manganèse se trouve dans les **roches sédimentaires** (comme substituant au **calcium** dans le **gypse** et certains **carbonates**), **métamorphiques** (comme substituant dans certains **carbonates**) et également dans les **roches ignées**. La forme la plus commune dans les eaux souterraines et l'**oxyde pyrolusite MnO₂**, à l'état **Mn(IV)**. La présence du manganèse, du point de vue industriel, est liée à la **métallurgie, l'industrie électrique** et l'**industrie chimique**.

Réactions d'oxydoréduction de Fer et de Manganèse

La solubilité du **fer** et du **manganèse** est fortement influencée par le **pH** et par le **potentiel redox** de l'eau. L'eau sans oxygène (**potentiel redox faible**) étant réductrice, le fer et le manganèse auront tendance à apparaître sous leurs formes réduites Solubles **Mn(II)** et **Fe(II)**. En présence d'oxygène (**potentiel redox élevé**), les ions ferreux (**Fe²⁺**) se changent en ions ferriques (**Fe³⁺**) et précipitent en hydroxydes de **Fe(III)**.

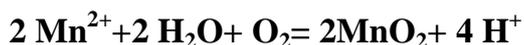
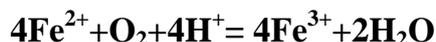
Les couples d'oxydoréduction (eau, fer, manganèse) susceptibles alors d'interagir dans les eaux souterraines sont: **O₂/H₂O, Fe(OH)₃ / Fe²⁺** et **MnO₂ / Mn²⁺**.

Les ions manganeux **Mn²⁺** s'oxydent et précipitent en **MnO₂ (Mn(IV))**. Les réactions prennent les formes suivantes :



Suivie de la précipitation : **Fe³⁺ + 3H₂O = Fe(OH)₃ (s) + 3H⁺**

Les réactions complètes d'oxydation en milieu oxygéné pour le fer et le manganèse En solution sont :



3) Chrome (Cr)

Dans la nature, le **chrome** se retrouve dans les **roches basiques** avec des teneurs plus importantes et sous forme de traces dans les silicates (**pyroxène** et **grenat**). Son origine **industrielle** est liée à la **galvanoplastie**, **tannerie**, **raffinerie**, **métallurgie**, **colorants**, **textile** et **peinture**. Dans les eaux, le **chrome** se présente sous deux formes chimiques : la forme hexavalente (**Cr VI**) et la forme trivalente (**Cr III**). Le chrome **VI** représente la forme la plus toxique pour l'homme.

4) **Zinc (Zn²⁺)** : Le zinc est un métal très répandu sur le globe. Il entre dans les alliages, la **galvanisation** des pièces métalliques et dans la fabrication des **pigments** pour la **teinture**.

II.5 Représentation et interprétation graphiques

L'interprétation des ions majeurs exprimés en **méq/l** est pratique à réaliser en ayant recours à une représentation graphique appropriée. Différents types de graphiques et diagrammes ont été proposés jusqu'à présent, tels ceux en histogrammes, et ceux, de **Piper (1944)**, de **Stiff**, de **Scholler (1955)**, etc. Nous ne présenterons ici que les deux graphes les plus pratiques pour la représentation des analyses et l'interprétation de leur évolution spatiotemporelle, ceux des diagrammes de **Piper** et **Scholler**.

1) Diagramme de Piper

Le **diagramme de Piper (Fig.2 et Fig.3)** est celui qui présente le plus grand intérêt et qui de ce fait le plus utilisé. Il est composé de deux triangles représentant la répartition des anions (**Cl+NO₃**, **SO₄²⁻**, **HCO₃⁻**) et celles des **cations (Ca²⁺**, **Mg²⁺**, **Na+K**) respectivement, et d'un **losange** représentant la répartition synthétique des ions majeurs.

Au niveau des **anions**, dans le triangle de droite, le pôle **100 %** du sulfate (**SO₄²⁻**) est situé au **sommet supérieur** du triangle, le pôle **100 %** des carbonate et bicarbonate (**CO₃²⁻** et **HCO₃⁻**) se situant à **gauche** et celui du chlorure (**Cl**) se **situant à droite**. Ce diagramme est pratique car il permet de déterminer tout de suite le **faciès chimique** d'une eau et de représenter de nombreux points sur un même diagramme.

2) Diagramme de Schoeller

Le diagramme de **scholler** est plus simple dans sa conception, puisque la concentration de **chaque ion** est représentée par un **point** sur un **axe logarithmique vertical**, les ions étant reliés par une **ligne** qui représente l'échantillon. L'ordre des ions sur l'axe des abscisses étant définie (**Ca**, **Mg**, **Na+K**, **Cl**, **SO₄**, **HCO₃ + CO₃**, **NO₃**). Le diagramme de **Scholler** présente l'avantage de visualiser de plus la **minéralisation** de l'échantillon, mais il a l'inconvénient **d'être illisible** s'il contient **plus d'une dizaine d'échantillon**.

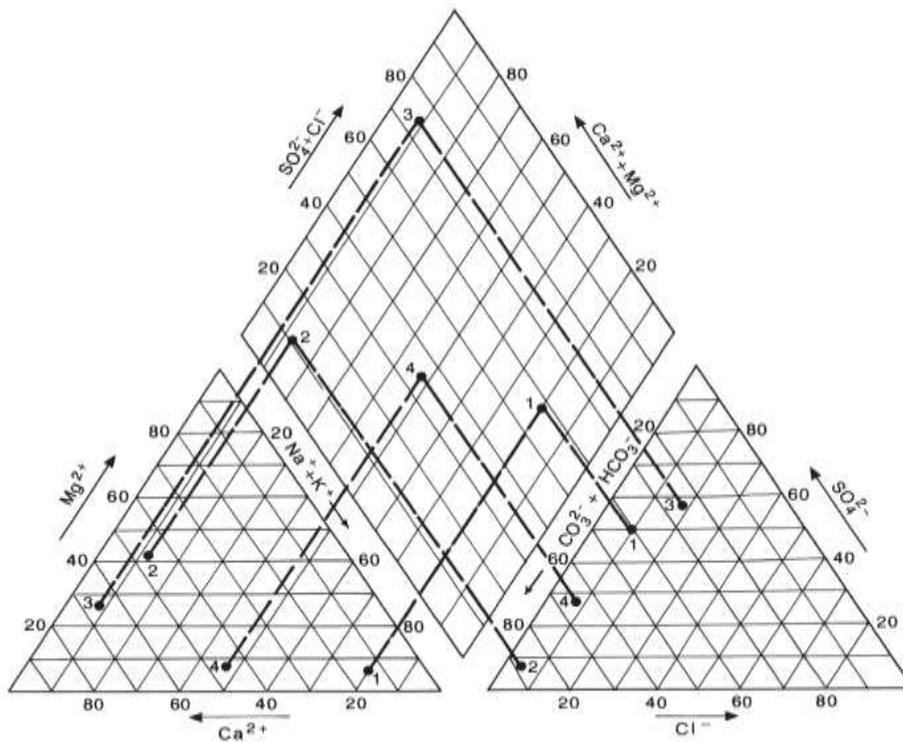
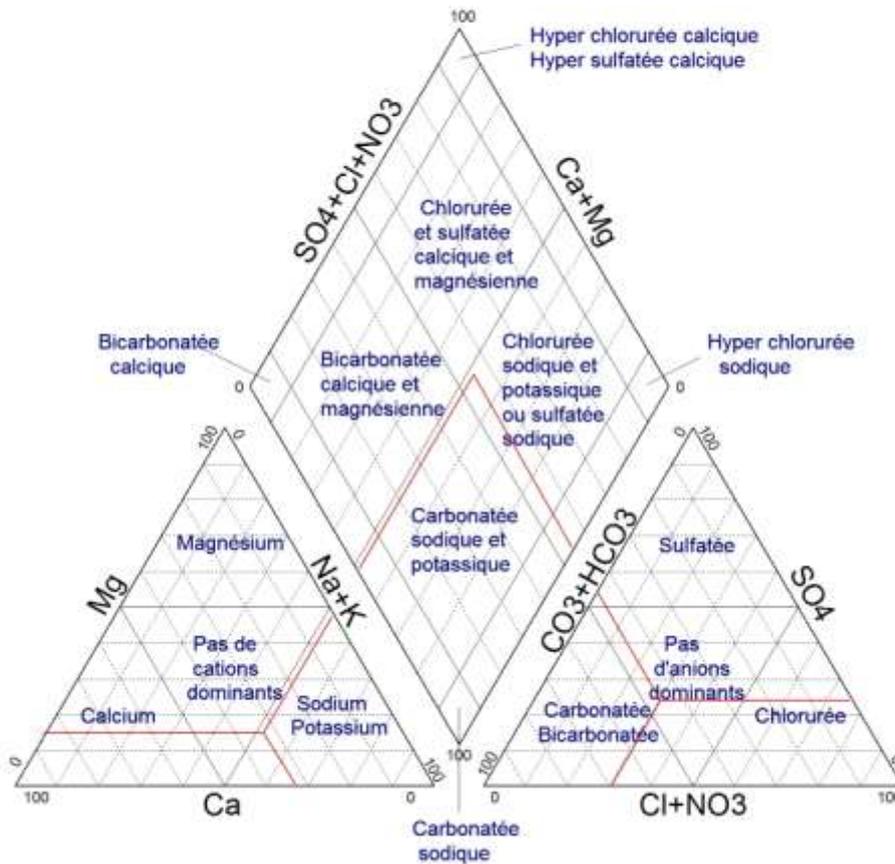


Diagramme de Piper



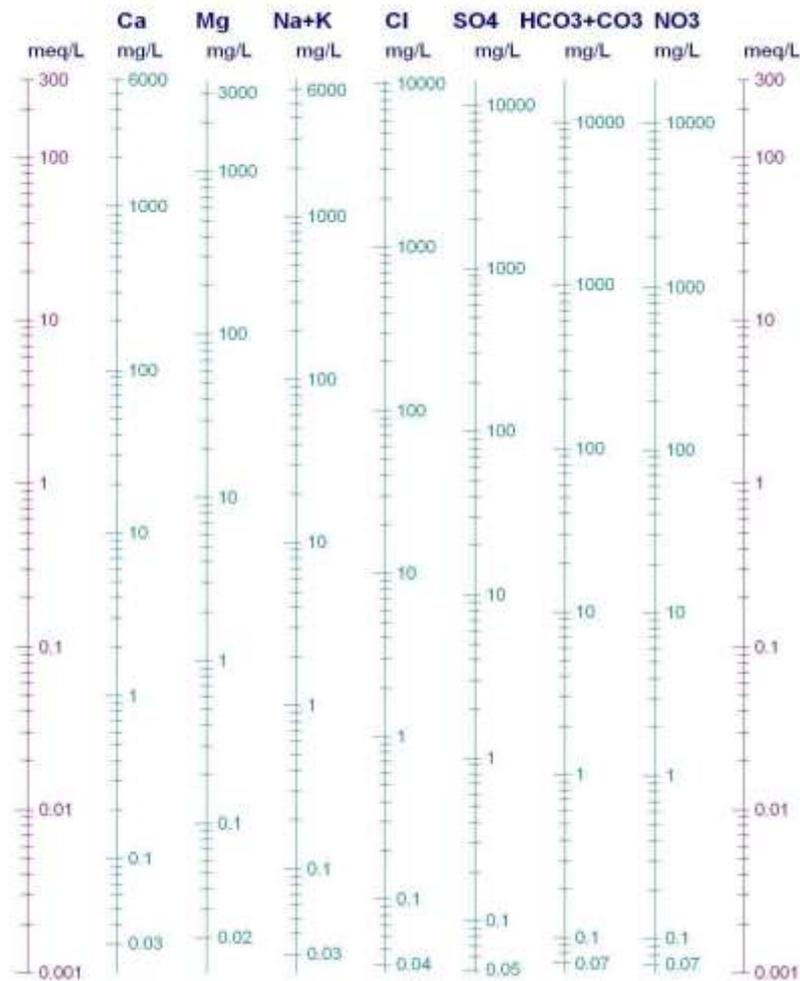


Figure 3 : Diagramme de Schoeller

I.6 Faciès chimiques des eaux

Dans cette classification (**Stabler**), les concentrations exprimées en **milliéquivalents/l** sont réduites en **quantité en réaction** pour cent (**r%**) par rapport à la somme des quantités en réaction (Σ (**cations+anions**)). La **formule ionique** étant obtenue en classant de **gauche** à **droite** et par ordre **décroissant**, les **quantités en réaction** pour cent des ions ensuite celles des **cations**, en se basant sur la **prédominance** de tel ou tel **ion**.

<p><u>Faciès chloruré sodique :</u></p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ HCO}_3 > r\text{ SO}_4$, $r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Mg} > r\text{ Ca}$</p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4 > r\text{ HCO}_3$, $r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Ca} > r\text{ Mg}$</p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4 > r\text{ HCO}_3$, $r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Mg} > r\text{ Ca}$</p>	<p><u>Faciès chloruré magnésien :</u></p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4 > r\text{ HCO}_3$, $r\text{ Mg} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Ca}$</p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ HCO}_3 > r\text{ SO}_4$, $r\text{ Mg} > r\text{ Ca} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$</p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4 > r\text{ HCO}_3$, $r\text{ Mg} > r\text{ Ca} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$</p>
<p><u>Faciès chloruré calcique :</u></p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ HCO}_3 > r\text{ SO}_4$, $r\text{ Ca} > r\text{ Mg} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$</p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4 > r\text{ HCO}_3$, $r\text{ Ca} > r\text{ Mg} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$</p> <p>$r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4 > r\text{ HCO}_3$, $r\text{ Ca} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Mg}$</p>	<p><u>Faciès sulfaté calcique :</u></p> <p>$r\text{ SO}_4 > r\text{ Cl} > r\text{ HCO}_3$, $r\text{ Ca} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Mg}$</p>
<p><u>Faciès sulfaté sodique :</u></p> <p>$r\text{ SO}_4 > r\text{ Cl} > r\text{ HCO}_3$, $r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Mg} > r\text{ Ca}$</p> <p>$r\text{ SO}_4 > r\text{ HCO}_3 > r\text{ Cl}$, $r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Mg} > r\text{ Ca}$</p>	<p><u>Faciès sulfaté magnésien :</u></p> <p>$r\text{ SO}_4 > r\text{ Cl} > r\text{ HCO}_3$, $r\text{ Mg} > r\text{ Ca} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$</p> <p>$r\text{ SO}_4 > r\text{ Cl} > r\text{ HCO}_3$, $r\text{ Mg} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Ca}$</p> <p>$r\text{ SO}_4 > r\text{ HCO}_3 > r\text{ Cl}$, $r\text{ Mg} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Ca}$</p>
<p><u>Faciès bicarbonaté magnésien :</u></p> <p>$r\text{ HCO}_3 > r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4$, $r\text{ Mg} > r\text{ Ca} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$</p> <p>$r\text{ HCO}_3 > r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4$, $r\text{ Mg} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Ca}$</p>	<p><u>Faciès bicarbonaté sodique :</u></p> <p>$r\text{ HCO}_3 > r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4$, $r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Mg} > r\text{ Ca}$</p> <p>$r\text{ HCO}_3 > r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4$, $r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Ca} > r\text{ Mg}$</p> <p>$r\text{ HCO}_3 > r\text{ SO}_4 > r\text{ Cl}$, $r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Ca} > r\text{ Mg}$</p>
<p><u>Faciès bicarbonaté calcique :</u></p> <p>$r\text{ HCO}_3 > r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4$, $r\text{ Ca} > r\text{ Mg} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$</p> <p>$r\text{ HCO}_3 > r\text{ Cl} > r\text{ SO}_4$, $r\text{ Ca} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+) > r\text{ Mg}$</p> <p>$r\text{ HCO}_3 > r\text{ SO}_4 > r\text{ Cl}$, $r\text{ Ca} > r\text{ Mg} > r(\text{Na}^+ + \text{K}^+)$</p>	

Les différents **faciès chimiques** caractérisés par des concentrations en ions majeurs sont généralement typiques de certains environnements géologiques ou hydrogéologiques. Le faciès **bicarbonaté calcique** est ainsi typique des **environnements calcaires**, sa tendance magnésienne reflétant les formations **dolomitiques**. Le faciès **bicarbonaté sodique-potassique** caractérise généralement les **formations volcaniques**, pour lesquels le caractère sulfaté peut être aussi très marqué. Cependant, les faciès sulfatés sont plus usuellement le reflet de **formations évaporitiques**, telles celles à **gypse (sulfate)** ou à **pyrites (sulfure)**. Le faciès chloruré sodique est, lui aussi, typique des évaporites d'alcalins et **alcalino-terreux**.

I.7 La balance ionique

La première étape de l'étude hydrochimique consiste à convertir les **concentrations en milliéquivalents (meq/l)**. Pour ce faire on divise la concentration de l'élément en **mg/l** par la **masse équivalente de l'ion**, qui est le rapport de la masse de l'élément ou du composé sur sa valence (**nombre de charge de l'ion**). Les masses équivalentes des ions majeurs sont : $\text{Cl}^- = 35,5$; $\text{SO}_4^{2-} = 48$; $\text{CO}_3^{2-} = 30$; $\text{HCO}_3^- = 61$; $\text{Ca}^{2+} = 20$; $\text{Mg}^{2+} = 12$; $\text{Na}^+ = 23$; $\text{K}^+ = 39$. Par exemple, **47 mg/l** de Ca^{2+} donne $47/20 = 2,37$ **méq/l**.

Le calcul de l'erreur d'équilibre des charges permet de tester la validité des résultats, en se basant sur le principe de neutralité de l'eau. L'erreur d'équilibre des charges exprimée en pourcentage correspond à l'écart des résultats entre les analyses des **cations** et des **anions** par rapport à la valeur de référence déduite de l'équation d'électro-neutralité : $\Sigma \text{ cations} = \Sigma \text{ anions}$

En exprimant les concentrations en **méq/l**, la somme des anions devrait ainsi égaler celle des cations. L'erreur de la balance ionique est calculée par le rapport de la différence des anions et des cations sur leur somme :

$$B = \left| \frac{\Sigma \text{ cations} - \Sigma \text{ anions}}{\Sigma \text{ cations} + \Sigma \text{ anions}} \right| \times 100$$

Pour une erreur B inférieure à **5%**, l'analyse sera considérée acceptable, dans le cas contraire, elle sera rejetée ou remise en question.

Exemple d'application

Prenons par exemple une eau d'un environnement dolomitique dont l'analyse donne (en **mg/l**): $\text{HCO}_3^- = 245$; $\text{Ca}^{2+} = 38$; $\text{Mg}^{2+} = 22$; $\text{SO}_4^{2-} = 17$; $\text{Na}^+ = 6$; $\text{K}^+ = 2$; $\text{Cl}^- = 1$. Exprimées en **méq/l**, ces concentrations sont : $\text{HCO}_3^- = 4,02$; $\text{Ca}^{2+} = 1,90$; $\text{Mg}^{2+} = 1,83$; $\text{SO}_4^{2-} = 0,35$; $\text{Na}^+ = 0,26$; $\text{K}^+ = 0,05$; $\text{Cl}^- = 0,03$.

- $\Sigma \text{ cations} = 4,04$ **méq/l**
- $\Sigma \text{ anions} = 4,40$ **méq/l**
- $B = \left| \frac{4,04 - 4,40}{4,04 + 4,40} \right| \times 100 = 4,3\%$