

V-1-3-1-1/ Fiabilité des résultats

Le travail analytique étant terminé, il convient de présenter les résultats de telle façon qu'ils soient directement utilisables par le lecteur. Les résultats qui suivent le long travail systématique de l'analyse de l'eau comportent une certaine marge d'incertitude tant du point de vue qualitatif que quantitatif. Mis à part les seuils de détection des méthodes utilisées, le problème qui se pose à l'analyste repose principalement sur l'approximation du résultat chiffré qu'il a obtenu. Une fois les limites de confiance connues, il cherchera à éliminer les erreurs grossières tout en tenant compte de celles liées à la technique analytique elle-même comme l'action des interférences, la sensibilité de l'appareil de mesure, l'habitude de l'opération, etc. [RODIER, 1996].

V-1-3-1-2/ Balance ionique

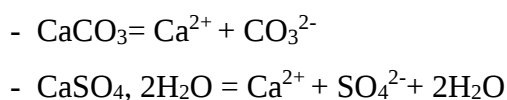
Le calcul de la balance ionique (BI) nous permet de déterminer le pourcentage d'erreurs des échantillons d'eaux analysés en se basant sur la formule suivante [DJABRI, 1996] :

$$BI = \frac{(\sum \text{Cations} - \sum \text{Anions})}{(\sum \text{Cations} + \sum \text{Anions})} \times 100\% \dots \dots (42)$$

Pour que les analyses soient fiables et acceptables, il est important que le pourcentage d'erreur soit inférieur à 6%. Après avoir calculé la balance ionique des échantillons d'eau analysés, nous avons constaté qu'ils ont tous une BI inférieure à 6%, ce qui nous permettra de les traiter pour la détermination des faciès.

A/ Calcium (Ca²⁺)

La présence d'ions Ca²⁺ dans l'eau est liée principalement à deux origines naturelles, à savoir la dissolution des formations carbonatées (CaCO₃) et la dissolution des formations gypseuses (CaSO₄), selon les réactions suivantes [SEGHIR, 2008] :



D'après la figure n° 77, nous pouvons dire que la pluralité des échantillons d'eau analysés présente des concentrations inférieures à la norme de potabilité recommandée par l'OMS (160 mg/l-7,98 Meq/l). Seulement un échantillon, qui symbolise les eaux souterraines, indiquent une concentration supérieure à la norme et cela en période des basses eaux. Ces deux puits se situent à l'Est du parc d'El Kala où ces concentrations sont éventuellement dues à la présence de formations carbonatées ou aussi gypseuses dans le sous-sol. Pour les eaux superficielles,

et au niveau du barrage de Mexa, l'accroissement de la concentration en calcium est probablement liée aux apports d'eau des formations carbonatées présentes dans le secteur.

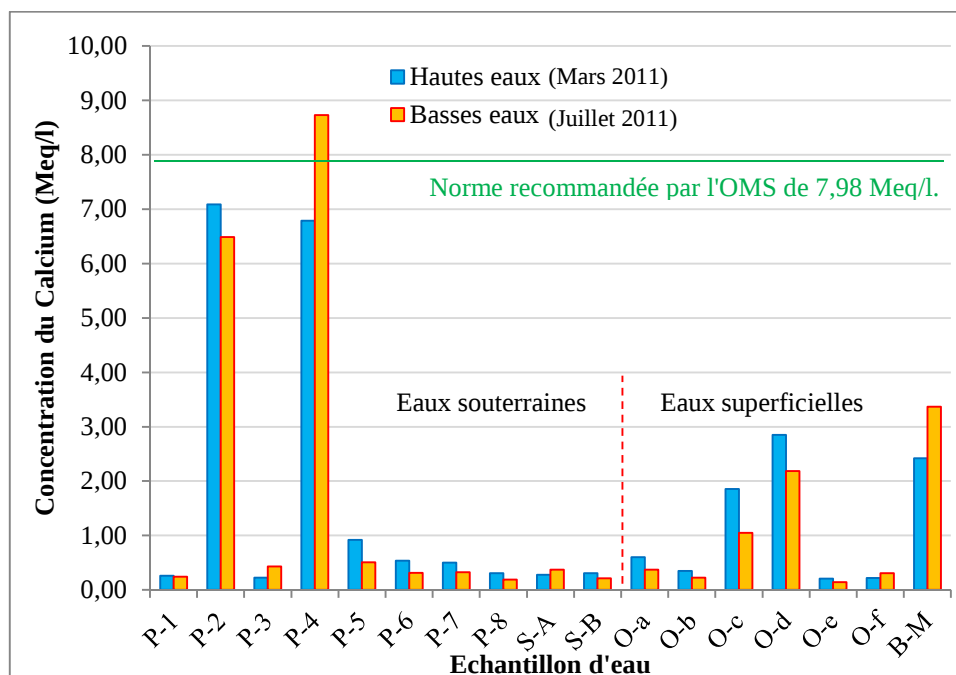


Figure n°77 : Histogramme de la concentration du calcium - Ca^{2+} - dans les eaux (Meq/l).

En période des basses eaux (fortes évaporation), ces concentrations diminuent surtout pour les eaux de surface où nous pouvons parler des apports atmosphériques riches en Ca^{2+} pour les échantillons proches du littoral (en hiver) et aussi de la décomposition de la matière organique ruisselée et diluée dans les oueds ou les nappes.

B/ Magnésium (Mg^{2+})

Ses origines sont comparables à celle des calciums car il provient [DJIDEL, 2008] :

- Soit de la dissolution des formations carbonatées à fortes teneurs en magnésium (magnésite et dolomite) ;
- Soit des formations salifères riches en magnésium (MgSO_4).

D'après la figure n° 78, nous pouvons dire que la majorité des échantillons d'eau indiquent des teneurs inférieures à la norme de potabilité recommandée par l'OMS (50 mg/l-4,11 Meq/l). Seulement les mêmes échantillons (P₂ et P₄) montrent des concentrations supérieures à la norme. La présence des formations carbonatées ou salifères riches en magnésium sont parmi les causes probables de ces fortes concentrations. Pour la plupart des échantillons d'eau, les concentrations ne dépassent pas les 10 mg/l

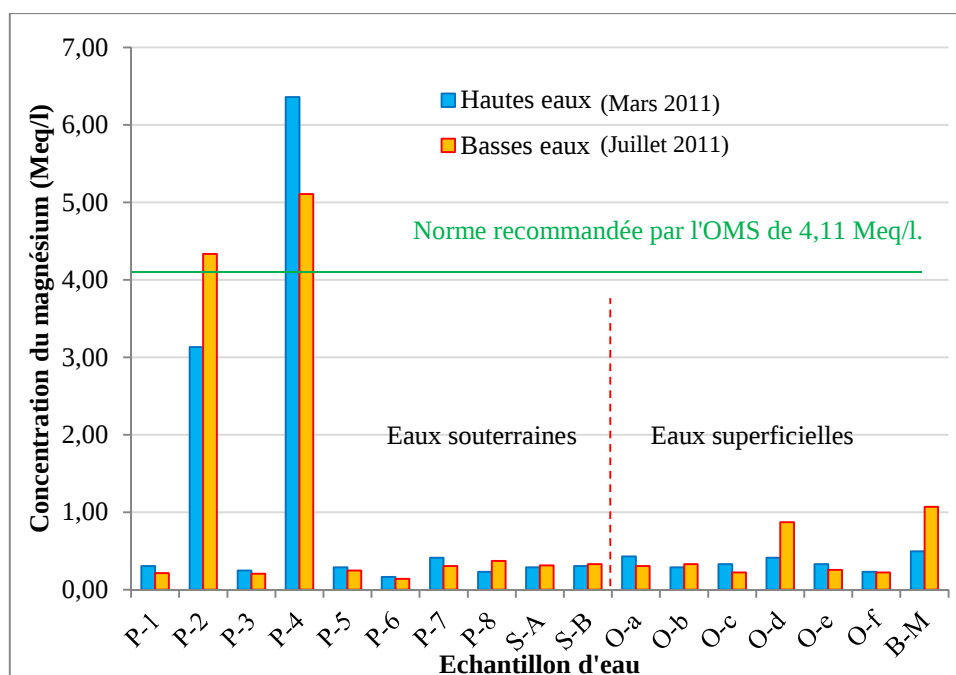


Figure n°78 : Histogramme de la concentration du magnésium - Mg^{2+} - dans les eaux (Meq/l).

C/ Sodium (Na^+)

Le sodium est souvent présent dans les eaux naturelles. En proportions très variables, il provient [SAADALI, 2007] :

1* De l'altération des minéraux silicatés, échanges de cations avec les minéraux argileux ou des substances organiques ; 2* Des rejets des eaux usées, ainsi que l'épandage des engrais chimiques qui augmentent aussi les concentrations en sodium ; 3* Apports atmosphériques.

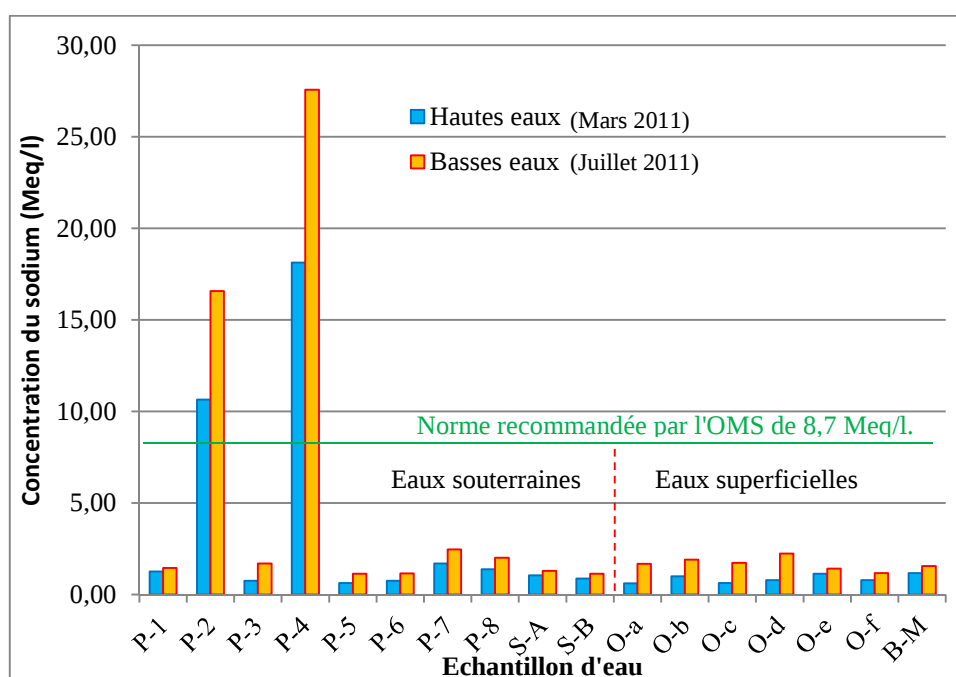


Figure n°79 : Histogramme de la concentration du sodium - Na^+ - dans les eaux (Meq/l).

D'après la figure n° 79, nous remarquons que la plupart des échantillons d'eau présentent des teneurs inférieures à la norme recommandée par l'OMS (200 mg/l-8,7 Meq/l) et ne dépassent pas les 50 mg/l. Les mêmes échantillons (P₂ et P₄) montrent des teneurs supérieures à la norme.

Nous pouvons remarquer aussi que la concentration de tous échantillons analysés augmente en période des basses eaux et nous pouvons lier cette augmentation à la présence des argiles qui, par l'échange de base avec d'autres éléments chimiques, permettent la libération de quantités de Na⁺ dans les eaux. Il faut aussi signaler l'importance des rejets des eaux usées domestiques et agricoles qui peuvent avoir une relation avec cette augmentation.

D/ Potassium (K⁺)

Le potassium provient généralement de l'altération des formations silicatées (gneiss, schiste), des argiles potassiques et de la dissolution des engrais chimiques (NPK) [SEGHIR, 2008]. D'après la figure n° 80, nous apercevons que tous les échantillons d'eau présentent des teneurs inférieures à la norme recommandée par l'OMS (12 mg/l-0,31 Meq/l). Dans les eaux souterraines, les concentrations les plus élevées correspondent aux puits P₂ et P₄ qui sont connus comme des eaux minéralisées et la présence du K⁺ peut être liée à la lithologie des terrains argileux et salifères riche en potassium.

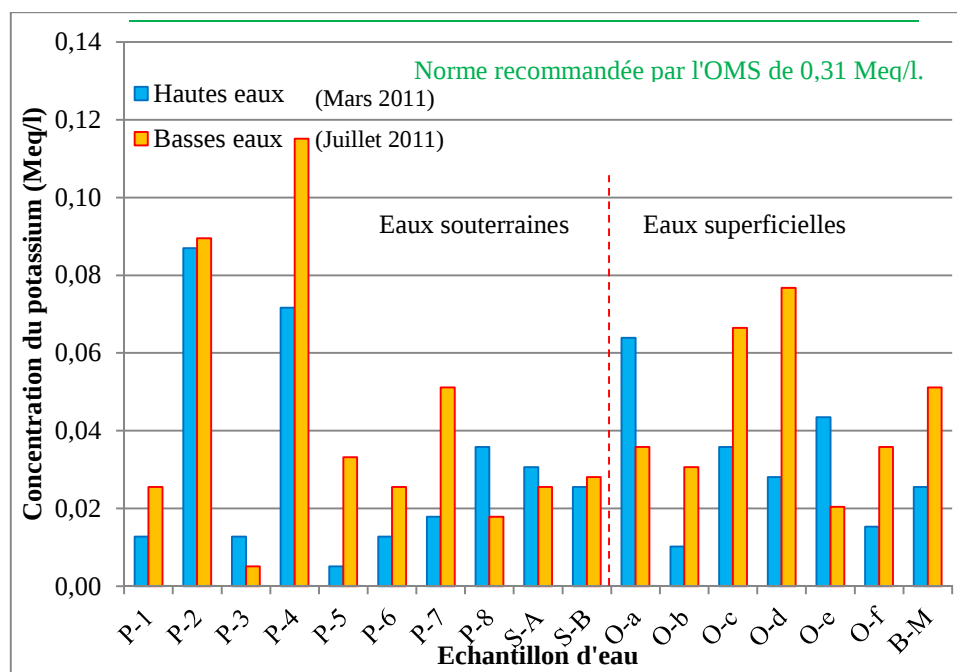


Figure n°80 : Histogramme de la concentration du potassium - K⁺ - dans les eaux (Meq/l).

Concernant les eaux superficielles, les plus fortes concentrations sont situées à l'oued El Kebir Est vers Aïn El Assel et il est possible que l'utilisation des engrais chimique (NPK) dans l'agriculture et des eaux usées déversées dans le milieu étant une cause vraisemblable de la présence du potassium.

E/ Chlorures (Cl⁻)

L'origine de ces éléments est liée principalement à la dissolution des formations salifères, et secondairement aux rejets d'eau usée déversées dans le canal [DJIDEL, 2008].

D'après la figure n° 81, nous pouvons dire que la pluralité des points d'eau indique des concentrations inférieures à la norme de potabilité recommandée par l'OMS (250 mg/l-7,05 Meq/l). Les deux échantillons, situés à l'Est du parc, montrent les fortes teneurs en chlorures supérieures à la norme.

Il faut signaler que les variations des chlorures des eaux coïncident avec celles des sodiums et donc une liaison possible existait entre ces deux éléments, nous pouvons dire que l'influence géologique par la présence des formations salifères (Halite :NaCl) puisse être l'une des causes de l'accumulation de cette élément. Outre, ces concentrations se haussent, en juillet 2011, pour tous les échantillons et donc deux hypothèses peuvent être évoquées, l'augmentation de la salinité du fait de l'évaporation atmosphérique et les rejets d'eaux usées contenant des chlorures dans la nature.

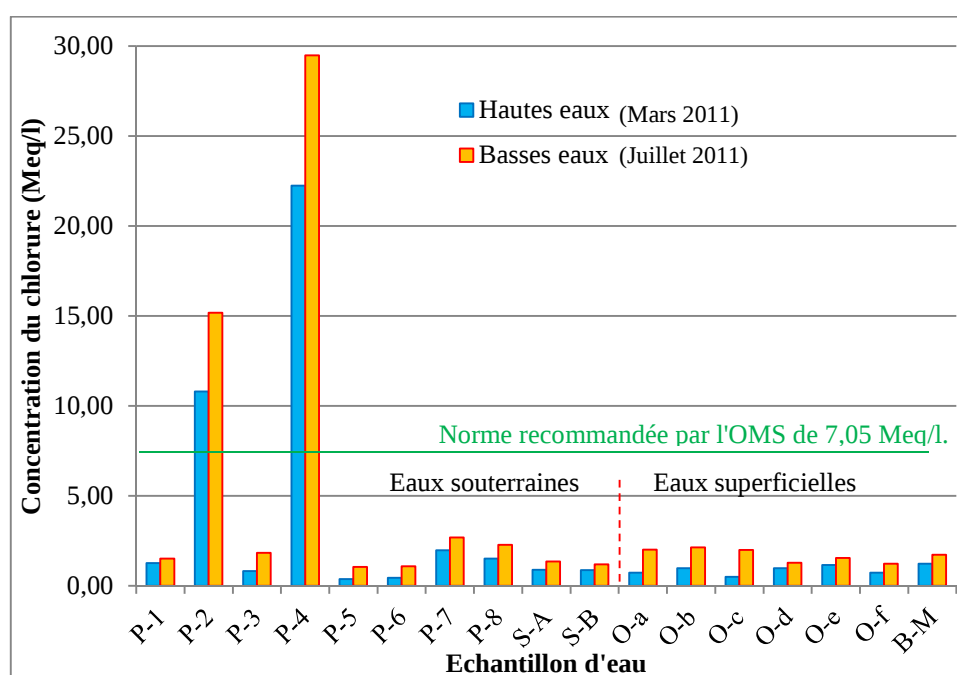
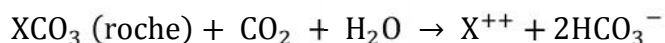


Figure n°81 : Histogramme de la concentration des chlorures - Cl⁻ - dans les eaux (Meq/l).

Les ions des chlorures possèdent des caractéristiques différentes de celles des autres éléments, ils ne sont pas adsorbés par les formations géologiques, ne se combinent pas facilement avec les éléments chimiques et restent très mobiles. Ils constituent un bon indicateur de la pollution [GOUAIDIA, 2008].

F/ Bicarbonates (HCO_3^-)

Les bicarbonates représentent le résultat de l'équilibre physico-chimique entre la roche, l'eau et le gaz carbonique, selon l'équation générale [SAADALI, 2007] :



Les concentrations en bicarbonates dans les eaux naturelles sont fonction : du pH de l'eau, de la température, de la concentration en CO_2 dissous et de la nature lithologique.

D'après la figure n° 82, nous pouvons dire que, pour les eaux souterraines, les échantillons présentent des faibles concentrations en HCO_3^- ne dépassant pas les 80 mg/l, soit 1,31 Meq/l. Seulement pour les deux échantillons (P_2 et P_4), les concentrations dépassent les 240 mg/l (3,93 Meq/l), ce qui nous laisse supposer que ces eaux parcourent des terrains carbonatés.

Concernant les eaux superficielles, deux échantillons se comportent de la même façon mais à différentes concentrations et se situent dans la même localité. Pour l'oued El Kebir (O-d) et le barrage de Mexa (B-M), ces fortes concentrations en HCO_3^- peuvent correspondre au lessivage et dissolution des terrains carbonatés traversés par ces eaux et qui augmentent dans la période des basses eaux. Contrairement à l'échantillon (O-c), situé en amont de la ville de Bougous où la concentration en bicarbonate diminue dans la période des basses eaux.

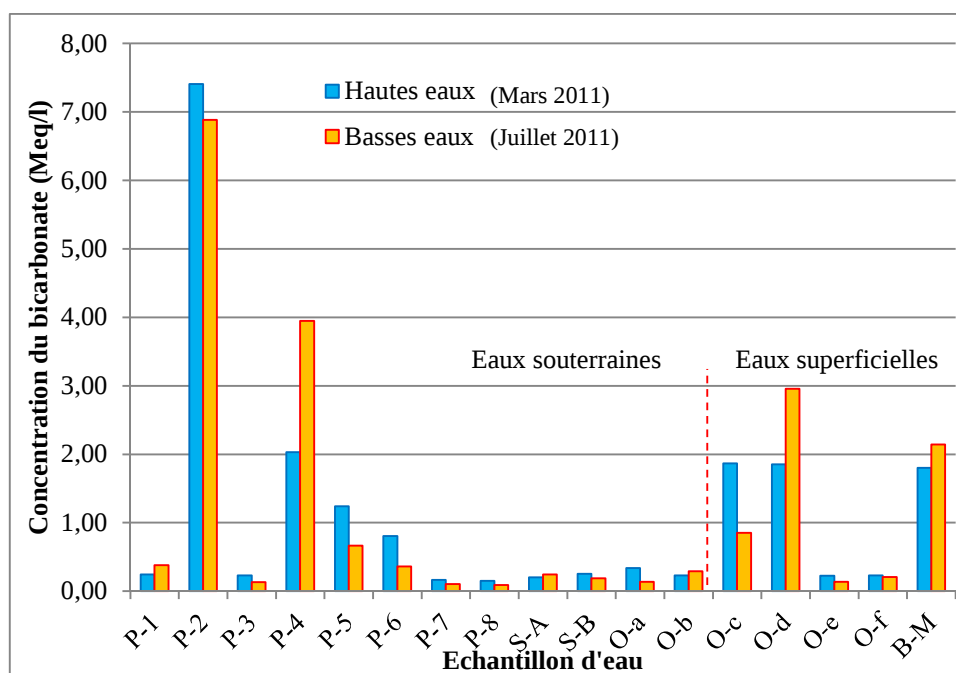


Figure n°82 : Histogramme de la concentration des bicarbonates – HCO_3^- – dans les eaux (Meq/l).

G/ Sulfates (SO_4^{2-})

La présence des ions de sulfates dans l'eau est liée à la dissolution des formations gypseuses. Les sulfates contenus dans l'eau souterraine sont fournis par la dissolution du gypse. D'une part, des pesticides provenant des eaux d'irrigation [DJIDEL, 2008].

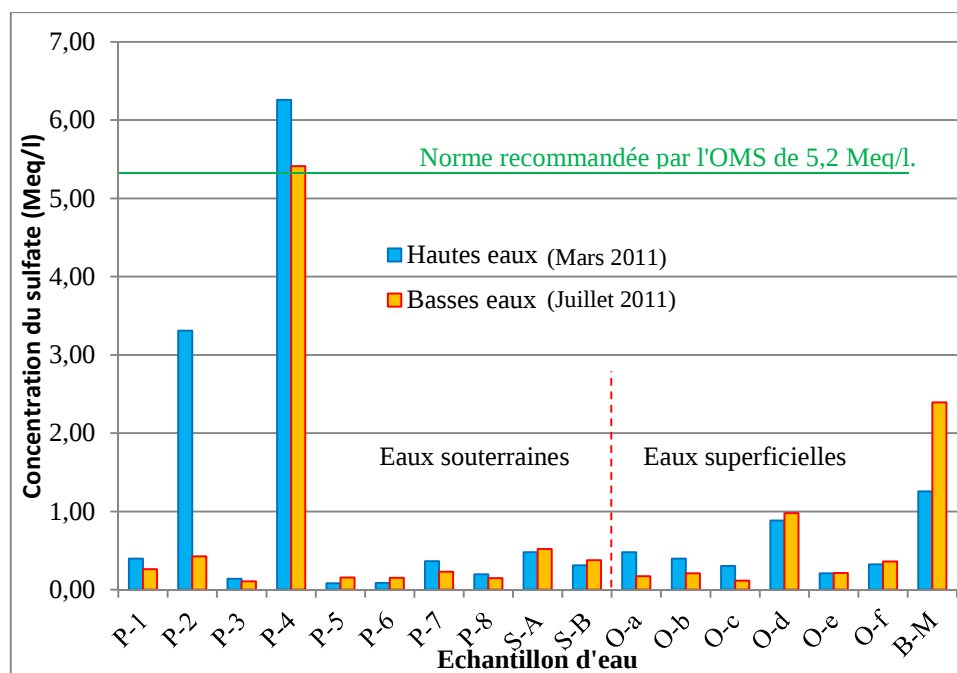


Figure n°83 : Histogramme de la concentration des sulfates – SO_4^{2-} - dans les eaux (Meq/l).

D'après la figure n° 83, la répartition des faibles concentrations en sulfates s'observent dans la majorité des échantillons d'eau et ne dépassent pas les 20 mg/l (0,42 Meq/l). D'après l'OMS, les teneurs en SO_4^{2-} dans les eaux ne devraient pas dépasser les 250 mg/l, soit 5,2 Meq/l. Le seul échantillon qui dépasse cette norme est celui du Puits P₄ qui passe de 6,26 Meq/l en mars à 5,41 Meq/l en juillet 2011. Le faible intervalle entre ces deux valeurs nous permet de dire que l'origine est plutôt géologique par la présence de formations gypseuses proche du point d'eau. Pour l'échantillon P₂, nous pouvons observer la diminution importante dans les concentrations en sulfates qui passent de 3,31 Meq/l en mars 2011 à 0,43 Meq/l en juillet 2011. Nous pouvons supposer que les eaux profondes parcourent des formations gypseuses et se chargent en sulfate et le transportent le long de son parcours vers un point donné. Les fortes concentrations des sulfates dans les eaux de surface sont observées dans les mêmes échantillons (O-d et B-M) où elles se haussent en période des hautes eaux (apports possibles des pesticides).

V-1-3-2/ Détermination des faciès hydrochimiques

Les faciès hydrochimiques, d'après Jaeckli (1970), sont fréquemment utilisés en hydrogéologie pour décrire grossièrement la composition des eaux naturelles [GOUAIDIA, 2008].

La détermination des faciès hydrochimiques repose sur la classification des éléments chimiques majeurs, convertis (du milligramme par litre en milliequivalent- gramme par litre) et traités (balance ionique), en en tenant compte des méthodes de classification des ions (formule ionique) et sous forme de graphes (Piper et Stiff).

V-1-3-2-1/ Formule ionique

Le principe de cette méthode est de classer les éléments chimiques majeurs cationiques (Ca^{2+} - Mg^{2+} - Na^+ - K^+) et anioniques (Cl^- - HCO_3^- - SO_4^{2-}), représentés en milliequivalent-gramme par litre, en tenant compte de la concentration élevée, soit pour les cations ou pour les anions, dans la nomenclature d'un faciès.

Les résultats de la classification des faciès hydrochimiques selon la formule ionique ont été reportés dans le tableau n°31. Nous pouvons constater à partir du tableau n°31 que le cation dominant, pour la pluralité des échantillons d'eau, correspond au sodium (Na^+) suivi par le calcium (Ca^{2+}) alors que l'anion dominant est les chlorures (Cl^-) succédé par les bicarbonates (HCO_3^-).

Deux faciès hydrochimiques ont été identifiés. Le premier faciès, et qui est le plus dominant pour la majorité des points d'eau, est le faciès chloruré sodique et son comportement ne change pas en période des basses eaux (P_1 / P_2 / P_3 / P_4 / P_7 / P_8 / S-A / S-B / O-a - O-b / O-e / O-f). Le second faciès est le faciès bicarbonaté calcique, son comportement reste stable seulement pour l'échantillon B-M (Mexa). Par contre, en période des basses eaux, il change soit en chloruré sodique (P_5 / P_6 / O-c) ou en bicarbonaté sodique pour l'échantillon O-d.

V-1-3-2-2/ Interprétation graphique de Piper

Le diagramme triangulaire de Piper est l'une des méthodes permettant de déterminer les faciès hydrochimiques de nombreux échantillons d'eau simultanément. Ce diagramme est constitué d'un losange qui assemble le faciès hydrochimique typique placé entre deux triangles, l'un pour la représentation des faciès cationiques et l'autre pour les faciès anioniques.

Tableau n°31 : Le faciès hydrochimique par la classification des ions (Formule ionique).

Pseudo	Nom/ échantillon	Période	Formule ionique	Faciès hydrochimique
P-1	Teboul	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
P-2	R. Souk	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
P-3	A. Assel	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
P-4	O. Hout	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
P-5	Bougous1	HE	$r\text{ HCO}_3^- > r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+}$	Bicarbonaté calcique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
P-6	Bougous2	HE	$r\text{ HCO}_3^- > r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Bicarbonaté sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
P-7	A. Khiar	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
P-8	S. Rguibet	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+} > r\text{ Ca}^{2+}$	Chloruré sodique
S-A	Aïoun	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+} > r\text{ Ca}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
S-B	Bou Rdim	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+} > r\text{ Ca}^{2+}$	Chloruré sodique
O-a	Kala	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
O-b	Eurg	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+} > r\text{ Ca}^{2+}$	Chloruré sodique
O-c	Bougous- amont	HE	$r\text{ HCO}_3^- > r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+}$	Bicarbonaté calcique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
O-d	Kebir- Assel	HE	$r\text{ HCO}_3^- > r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+}$	Bicarbonaté calcique
		BE	$r\text{ HCO}_3^- > r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Bicarbonaté sodique
O-e	Aroug	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+} > r\text{ Ca}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+} > r\text{ Ca}^{2+}$	Chloruré sodique
O-f	Bou Hchicha	HE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
		BE	$r\text{ Cl}^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ HCO}_3^- \text{ --- } r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Mg}^{2+}$	Chloruré sodique
B-M	Mexa	HE	$r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ Cl}^- \text{ --- } r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+}$	Bicarbonaté calcique
		BE	$r\text{ HCO}_3^- > r\text{ SO}_4^{2-} > r\text{ Cl}^- \text{ --- } r\text{ Ca}^{2+} > r\text{ Na}^+ + \text{K}^+ > r\text{ Mg}^{2+}$	Bicarbonaté calcique

Sur le diagramme de Piper nous interprétons les résultats d'analyses chimiques des eaux superficielles et souterraines pour les deux périodes de mesure (mars et juillet 2011) et faire ressortir les faciès qui dominent dans le territoire du parc d'El Kala :

A/ Pour les eaux superficielles

Nous pouvons remarquer que les échantillons d'eau de surface (Fig.85), en période des hautes eaux, se partagent entre deux pôles, le premier correspond au faciès chloruré sodiques, le second représente le faciès bicarbonaté calcique. Certains échantillons (Oa par exemple) indiquent un positionnement, soit dans le triangle des cations ou des anions, neutre (non dominant) et donc ils peuvent se pencher vers l'un des deux pôles mentionnés.

En période des basses eaux, les échantillons se concentrent nettement vers le pôle à faciès chloruré sodique ; un seul échantillon se place dans le pôle à faciès bicarbonaté calcique où un autre échantillon (B-M) peut s'incliner vers ce pôle.

B/ Pour les eaux souterraines

Nous pouvons apercevoir que la majorité des échantillons d'eaux souterraines (Fig.86), en période des hautes eaux, se concentrent dans le pôle à faciès chloruré sodique. Seulement un seul échantillon (P5) se positionne dans le pôle à faciès bicarbonaté calcique.

En période des basses eaux, nous voyons que tous les échantillons s'accumulent vers un seul pôle qui représente le faciès chloruré sodique.

Par conséquent, nous pouvons dire que tous les échantillons d'eau répartis dans le territoire du parc d'El Kala se caractérisent par un faciès dominant chloruré sodique. Un autre faciès moins abondant est celui du faciès bicarbonaté calcique caractérise beaucoup plus les eaux superficielles. La dominance des argiles et la présence des formations carbonatées, salifères et gypseuses dans certains endroits peuvent être l'une des causes de la concentration de ces éléments chimiques dans les eaux.

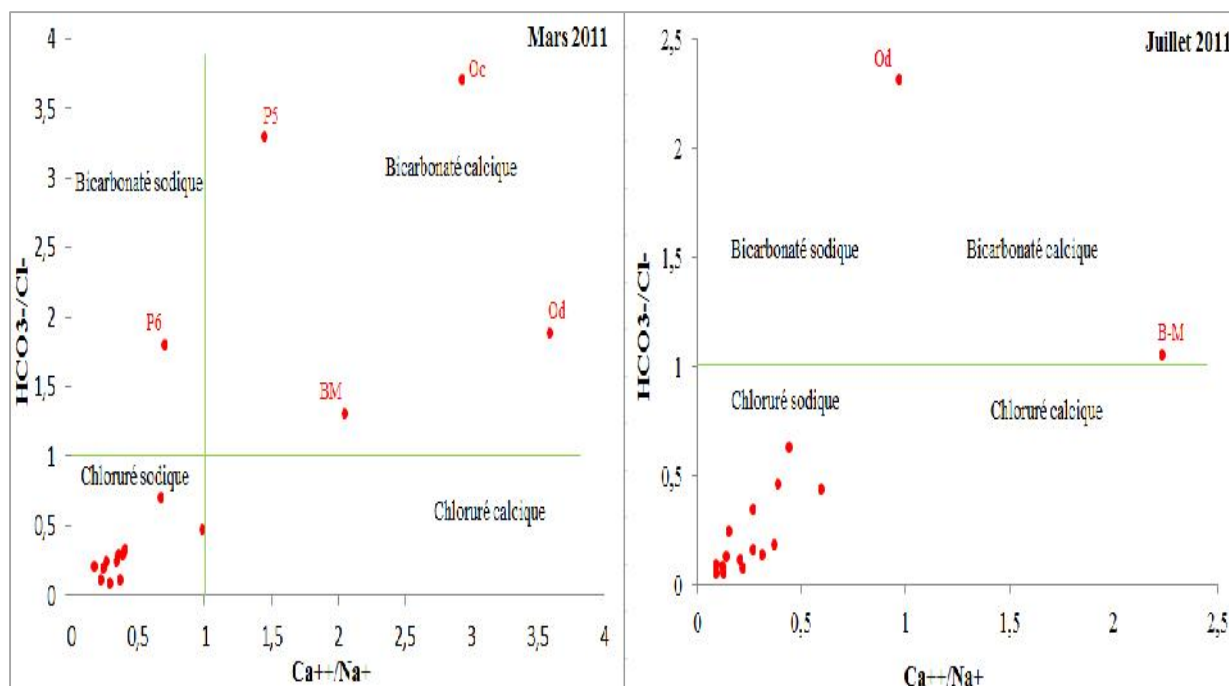
Nous pouvons aussi évoquer l'emplacement de la région d'étude par rapport au littoral (eaux salées) et les activités humaines exercées sur le sol et le sous- sol (eaux usées, engrais et pesticides) qui peuvent être aussi des causes probables de la minéralisation des eaux.

V-1-3-2-3/ Evolution des faciès chimiques (rapports de concentrations)

Elle correspond aux rapports entre deux cations et deux anions suivant la dominance de ces éléments chimiques dans les eaux analysées. C'est qu'à partir de la formule ionique qu'on a pu constater la présence de trois faciès chimiques (Hautes et basses eaux) et qui sont : le

chloruré sodique, le bicarbonaté calcique et le bicarbonaté sodique et vérifiant la supériorité de quatre éléments chimiques : Ca^{2+} - Na^+ - HCO_3^- - Cl^- .

Deux rapports sont évolués et qui vont nous permettre de déterminer les faciès chimiques des eaux traitées. On a utilisé les rapports $\text{HCO}_3^- / \text{Cl}^-$ et $\text{Ca}^{2+} / \text{Na}^+$ qui nous permettent la réalisation du diagramme caractéristique (Fig.84) des faciès dominants.



Figures n°84 : Evolution et distribution des faciès hydrochimiques.

L'interprétation de ce diagramme (Fig.84) montre que l'agglomération des rapports d'ions en un seul faciès celui du chloruré sodique et qui caractérise le faciès dominant dans les eaux ; deux autres faciès, représentant, en période des basses eaux, pour chacun un seul échantillon, qui sont le bicarbonaté sodique et le bicarbonaté calcique. Il faut noter l'absence du faciès chloruré calcique dans le graphe.

V-1-3-2-4/ Interprétation graphique de Stiff

Le diagramme de Stiff nous permet de déterminer le faciès chimique des eaux en visualisant chaque échantillon d'eau par un polygone dessiné suivant deux repères, l'un horizontal exprimant les concentrations en milliequivalent- gramme par litre, et un autre vertical où on a les anions à sa droite et les cations à sa gauche. Nous pouvons maintenant confirmer, d'après le diagramme de Stiff (Fig. 87), que la pluralité des échantillons d'eau, souterraines et superficielles, sont caractéristiques d'un faciès chloruré sodique (dominant) ; seulement un échantillon d'eau de surface (B-M) se fixe sur un faciès bicarbonaté calcique.

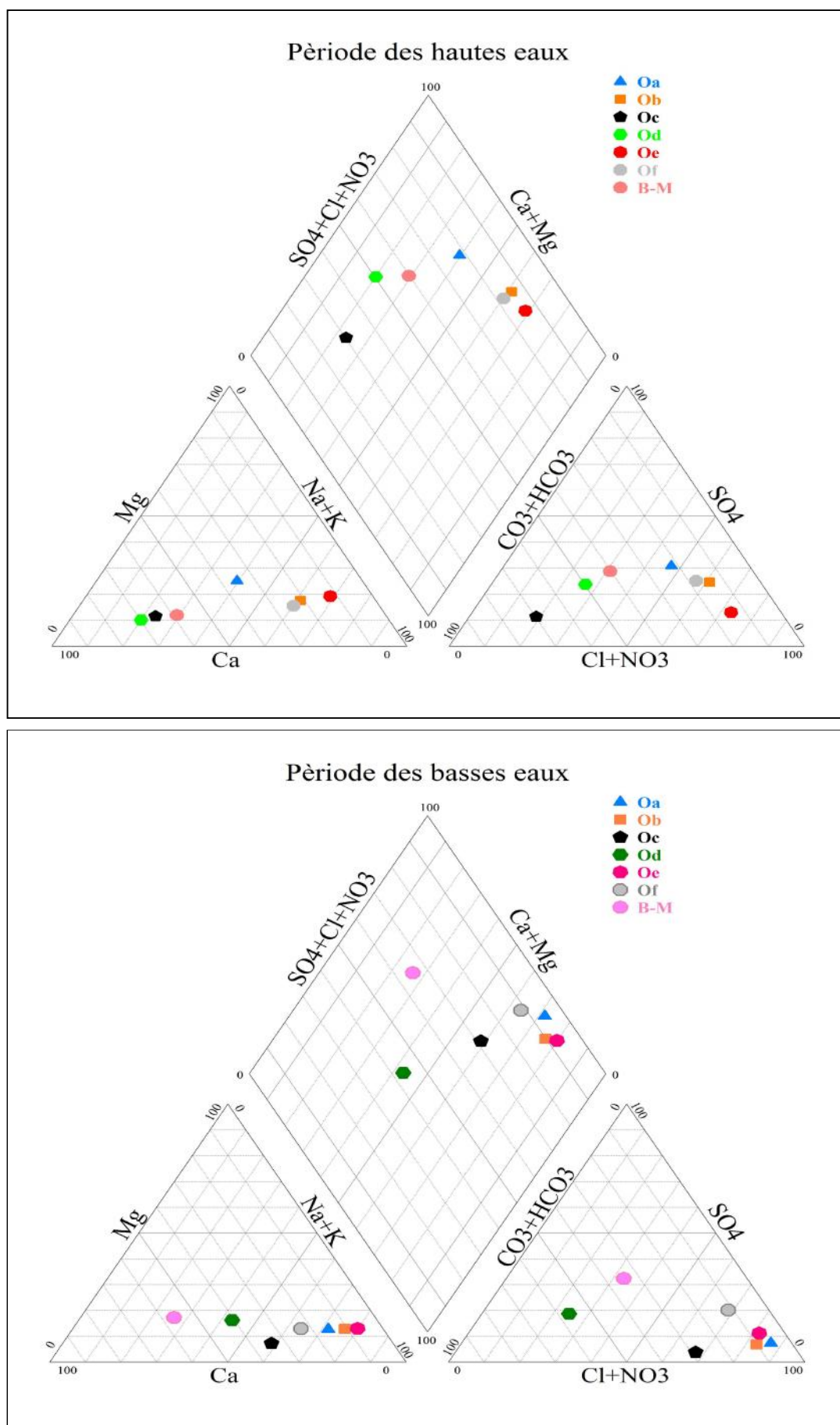


Figure n°85 : Faciès chimiques des eaux superficielles selon le diagramme de Piper (2011).

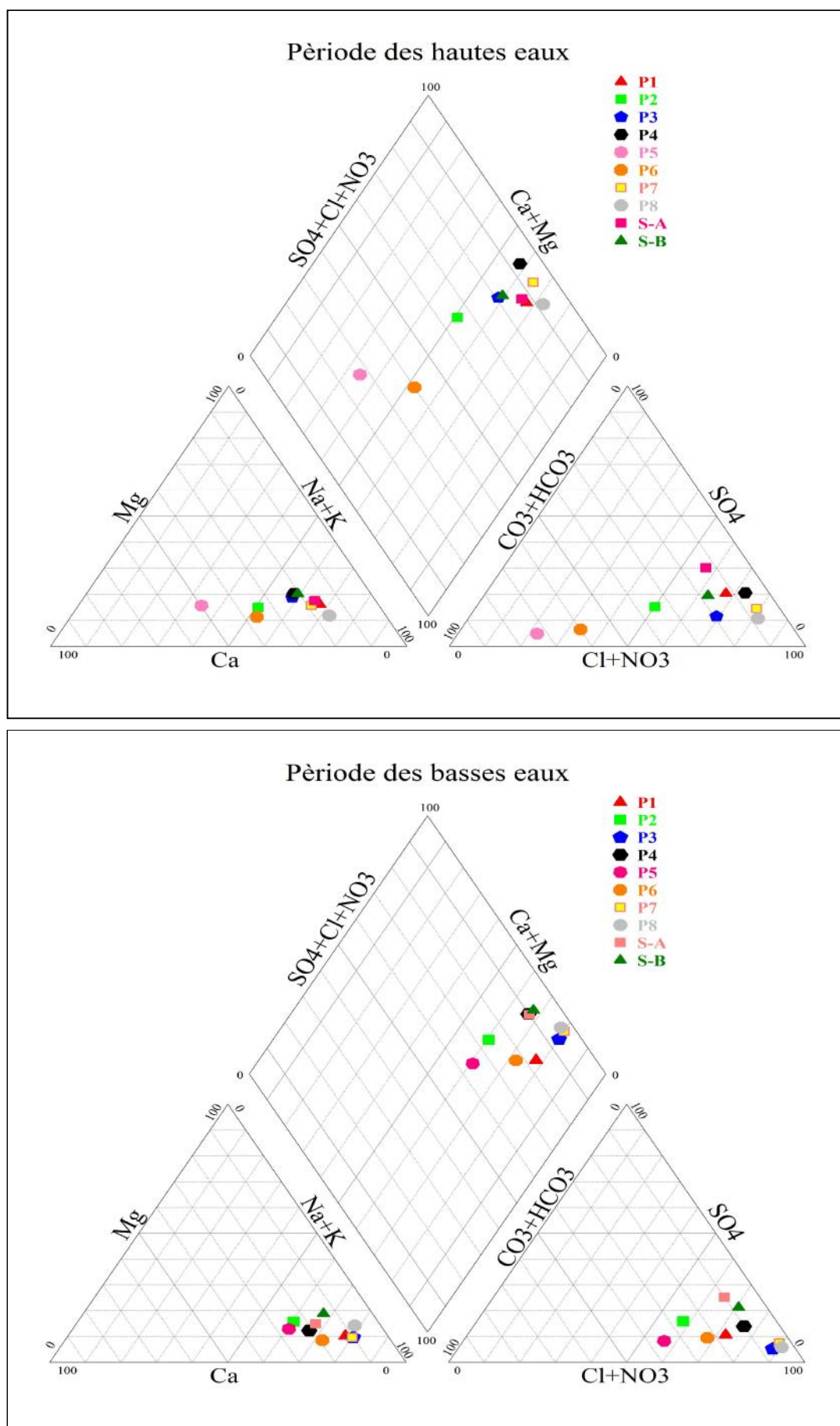


Figure n°86 : Faciès chimiques des eaux souterraines selon le diagramme de Piper (2011).