



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 II : Géochimie des eaux souterraines

1 Constituants naturels des environnements géologiques

Les matériaux géologiques peuvent être divisés en deux catégories : d'un côté les **roches ignés** (largement dominantes) et d'autre part, les formations sédimentaires. Les **roches ignés** regroupent les **formations intrusives** (ex. **granite**) et **volcaniques** (ex. **basalte**). Ce sont des roches généralement **crystallisées (roches cristallines)** et constituées principalement des **silicates (~95 %)**.

Les **roches sédimentaires** ne représentent qu'une faible part des matériaux géologiques. Cependant, du fait de leur étalement à la surface de la **croûte terrestre**, on les retrouve fréquemment sur de grandes surfaces et profondeurs. Les **formations sédimentaires** ont deux origines : **détritiques** (principalement des **matériaux gréseux, argileux, évaporitiques, meubles**) ou **organiques** (**calcaires et dolomies**). Les formations **détritiques gréseuses (sables recimentés)** sont constituées de **quartz (SiO₂)** et moindrement de **feldspath**. Les **formations évaporitiques** résultent de la **précipitation de sels dissous (gypse, halite, sulfures, etc)** suivant l'**évaporation de lacs et mers**.

Les **formations sédimentaires d'origine biologique** sont constituées de matériaux **carbonatés calcaires** (dominés par le calcium) et **dolomitiques** (caractérisés par le **magnésium**). Ce sont des matériaux facilement solubilisables, ce qui entraîne la minéralisation importante des eaux souterraines.

1.1 Les roches carbonatées

Les minéraux carbonatés sont nombreux mais seuls trois d'entre eux sont abondants et importants :

1. **La calcite (CaCO₃)** est un minéral qui caractérise les **calcaires** et toutes les roches **métamorphiques** qui en dérivent, mais qu'on retrouve aussi dans certaines **roches magmatiques**, comme la **carbonatite**, et dans les **filons hydrothermaux**.
2. **L'aragonite (CaCO₃)** est un **minéral métastable** à la **température ordinaire**, qui se **transforme** donc, en général, en **calcite**.
3. **La dolomite (Ca, Mg) (CO₃)₂** est un minéral fréquent dans les **roches sédimentaires (dolomies, calcaires dolomitiques, évaporites, etc)** et dans les **roches métamorphiques** qui en dérivent.

1.2 Évaporites

Les **évaporites** le plus souvent rencontrées sont l'**halite, NaCl**, le gypse **CaSO₄.2H₂O** et l'**anhydrite CaSO₄**, ainsi que le **potasse** contiennent aussi du **lithium**, du **bore** ou du **strontium**. L'altération des **évaporites** est relativement simple car ces minéraux sont **extrêmement solubles**. L'**anhydrite**, attaqué par l'eau se transforme en **gypse**.

1.3 Granites

Il est généralement admis que les minéraux des **roches granitiques** ont été formés sous des conditions de **températures** et des **pressions élevées**.

Les granites sont des **roches magmatiques** constitués des minéraux essentiels suivants :

1. du **quartz** : forme la plus commune de la **silice** (SiO_2).
2. des **feldspaths alcalins** (potassiques ou **sodi-potassiques** : **orthose**, **microline** (K, Na) $[\text{Si}_3\text{AlO}_8]$);
3. des **plagioclases** ou **feldspaths sodi-calciques** qui forme une série continue allant de l'**albite** (pôle sodique $\text{Na}[\text{Si}_3\text{AlO}_8]$) à l'**anorthite** (pôle calcique $\text{Ca}[\text{Si}_3\text{AlO}_8]$).

2 Interaction eau-roche dans les eaux souterraines

2.1 Dissolutions du CO_2 dans les eaux souterraines

Lorsque les **eaux météoriques** s'infiltrent dans le **sol**, elles se chargent en **CO_2 biogénique** produit par la dégradation de la **matière organique** et par la **respiration racinaire** (**Figure1**). La dissolution du **CO_2** produit de l'**acide carbonique**, ce qui engendre une baisse du **pH** de la solution et augmente son pouvoir agressif vis à vis de l'encaissant.

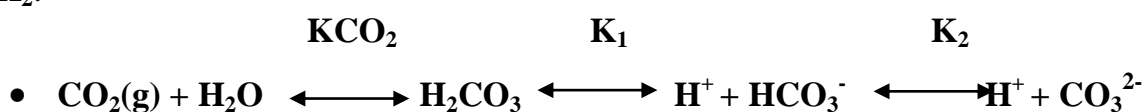
2.1.1 Mise en solution du CO_2 , équations élémentaires

Lorsque le **CO_2** gazeux se dissout dans l'eau, **4** composés majeurs se forment successivement : le **CO_2 aqueux** ($\text{CO}_2(\text{aq})$), l'**acide carbonique** (H_2CO_3), le **bicarbonate**(HCO_3^-) et le **carbonate** (CO_3^{2-}).

La distribution entre ces **différentes espèces** est fonction du **pH**, et s'effectue selon les réactions suivantes :

- **Diffusion** du CO_2 dans l'eau $\text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{aq})$
- **Hydratation** du $\text{CO}_2(\text{aq})$ $\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$
- **1^{ère} dissociation** de l'acide carbonique $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
- **2^{ème} dissociation** de l'acide carbonique $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$

Cette distribution se fait selon l'enchaînement suivant, contrôlé par les constantes **K_{CO_2}** , **K_1** et **K_2** :

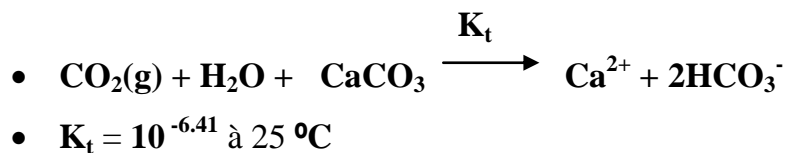


A l'équilibre chimique, les constantes K_{CO_2} , K_1 et K_2 sont définies par les relations suivantes :

$$K_{CO_2} = \frac{[H_2CO_3]}{P_{CO_2} \cdot [H_2O]} \quad K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} \quad K_2 = \frac{[H^+][CO_3^{2-}]}{[HCO_3^-]}$$

2.2 Dissolution de la calcite

La dissolution de la calcite (**Figure1**) est le phénomène le plus commun et le plus influant sur le **pH** de la solution. Plus la concentration en CO_2 dans les eaux souterraines sera élevée, plus le **pH** sera acide. Les diverses réactions d'altération des minéraux de l'encaissant vont par la suite avoir tendance à augmenter le **pH**. L'altération des minéraux silicatés peut elle aussi consommer des ions H^+ , mais ces réactions sont beaucoup **plus lentes** que la **dissolution des carbonates** qui demeure le phénomène prépondérant.

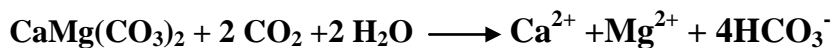


2.3 Dissolution de la dolomite

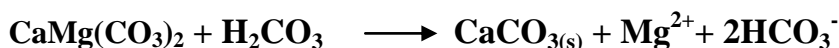
Dans les **aquifères carbonatés**, la **dissolution** de la **dolomite**, de composition $CaMg(CO_3)_2$ doit aussi être prise en compte. La cinétique de **dissolution de la dolomite** est plus lente que la **dissolution de la calcite**. C'est pourquoi les ions Mg^{2+} peuvent être considérés comme un indicateur de temps de séjour de l'eau dans l'aquifère

Les réactions de dissolution de dolomite s'écrivent :

- **dissolution congruente:**



- **dissolution incongruente:**



La **dissolution incongruente** signifie que l'ensemble des éléments de la phase solide initiale ne se retrouve pas en totalité sous forme **dissoute** après **dissolution**. Une partie des éléments de la phase solide initiale reste ou recristallise sous forme minérale. A l'inverse, si un minéral réagit avec une phase aqueuse et que la phase dissoute a la même composition que la phase initiale, alors il s'agit d'une **dissolution congruente**.

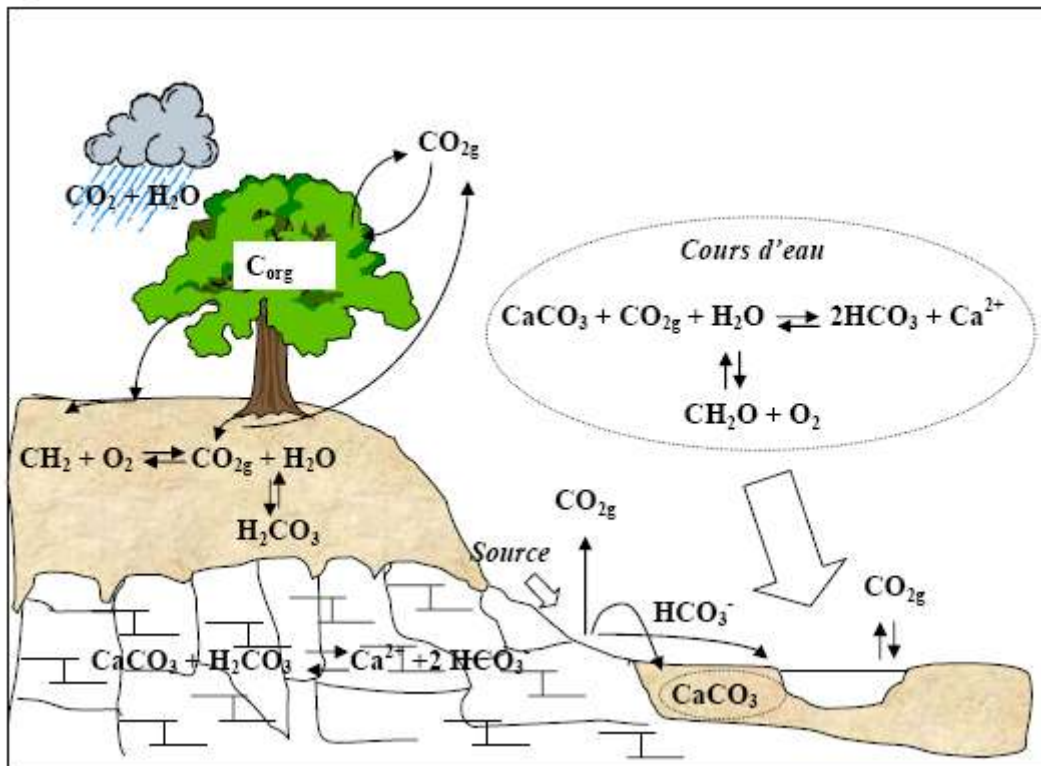


Figure1 Dissolutions du CO₂ et la calcite dans les eaux souterraines

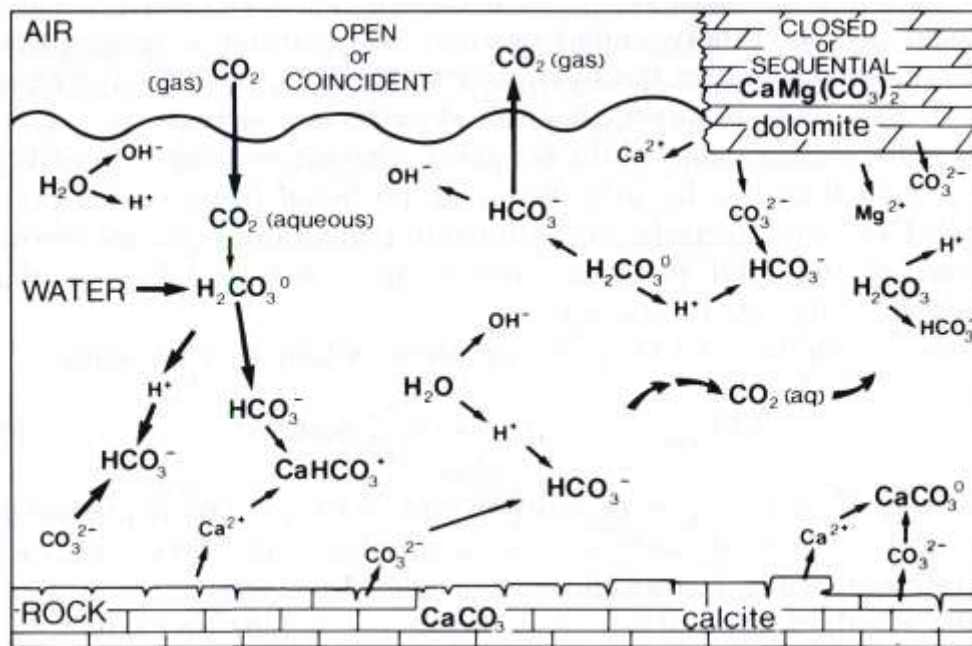


Figure 2 Réactions chimiques eau/roches dans les aquifères carbonatés

3 Indices de saturation

Les indices de saturation permettent de savoir ou de connaître le degré de saturation des eaux par rapport aux **minéraux présents** ou ceux susceptibles de se précipiter dans l'aquifère. La dissolution de ces minéraux se fait de **manière congruente** ou **incongruente**.

Les réactions de dissolution-précipitation ne sont pas **instantanées** et l'équilibre n'est pas toujours atteint. Pour caractériser l'état du système vis-à-vis d'un minéral présent, on utilise l'**indice de saturation IS** défini comme le logarithme décimal du rapport entre le **produit ionique** et la **constante d'équilibre** de la réaction de dissolution considérée (APPELO, 1996). Ainsi pour un minéral AB qui se dissocie en donnant A^+ et B^-

La réaction de dissociation $AB \longrightarrow A^+ + B^-$

L'indice de saturation (SI) peut s'écrire :

$$SI = \log (PAI/K_S)$$

- **PAI**: Produit d'activité ionique, le **produit d'activité ionique** du minéral est égal à la **constante d'équilibre thermodynamique**,
- **K_S** : Constante d'équilibre
- Si **PAI = K_S** alors **SI = 0** : la solution est saturée par rapport à ce minéral (**état d'équilibre thermodynamique**)
- Si **PAI < K_S** alors **SI < 0** : il y a **sous-saturation**, le minéral va avoir tendance à être **dissous**.

Si **PAI > K_S** alors **SI > 0** : il y a **sur-saturation**, le minéral va avoir tendance à **précipiter**.

Exemples

- **Calcite (cc)**
- **Dolomite (dol)**
- **Gypse (gyb)**

- **Indice de saturation de la calcite (CaCO₃) à 25°C:**

$$IS_{cc} = \log \left(\frac{[Ca^{2+}] \times [CO_3^{2-}]}{K_{sp}} \right)$$

$$\text{LogPAI}_{cc} = \log [Ca^{2+}] + \log [CO_3^{2-}]$$

$$SI_{cc} = \log PAI_{cc} - \log K_{cc} = \log PAI_{cc} + 8.5$$

- **Indice de saturation de gypse (CaSO₄, 2 H₂O) à 25°C:**

$$IS_{gyp} = \log \left(\frac{[Ca^{2+}] \times [SO_4^{2-}]}{K_{sp}} \right)$$

$$\text{LogPAI}_{gyp} = \log [Ca^{2+}] + \log [SO_4^{2-}]$$

$$IS_{gyp} = \log PAI_{gyp} - \log K_{gyp} = \log PAI_{gyp} + 4.6$$

- **Indice de saturation de la dolomite (CaMg(CO₃)₂) a 25°C:**

$$IS_{dol} = \log \left(\frac{[Ca^{2+}] \times [Mg^{2+}] \times [CO_3^{2-}] \times [CO_3^{2-}]}{K_{sp}} \right)$$

$$\text{LogPAI}_{dol} = \log [Ca^{2+}] + \log [Mg^{2+}] + 2 \log [CO_3^{2-}]$$

$$IS_{dol} = \log PAI_{dol} - \log K_{dol} = \log PAI_{dol} + 16.5$$

Les indices de saturation constituent un outil précieux pour la compréhension des mécanismes chimiques en cours au sein d'un aquifère, en effet les concentrations de nombreux ions peuvent être expliquées par la présence de minéraux dans les sédiments. Afin d'étudier les indices de saturation il est néanmoins nécessaire d'avoir des données chimiques fiables, notamment en ce qui concerne les variables sensibles telles que le pH ou l'alcalinité.

4. Etude des rapports caractéristiques et origine des éléments chimiques :

a) Le rapport Na⁺/Cl⁻:

D'une manière générale, la présence de l'ion Cl⁻ et de l'ion Na⁺ dans les eaux souterraines est attribuée à la dissolution de la halite rencontrée dans les formations géologiques encaissantes. Mais, il arrive parfois que l'ion Cl⁻ et l'ion Na⁺ aient une origine autre que naturelle, c'est à dire une origine anthropique.

Les rapports Na⁺/Cl⁻ supérieurs à 1, indiquant un excès en sodium qui s'explique par l'existence d'une autre origine de cet ion que la dissolution de la **halite**. Les fortes teneurs en Na⁺ qui ont accompagné les faibles teneurs en Cl⁻ sont dues aux phénomènes d'échanges de base des formations argileuses; car les argiles du substratum peuvent libérer des ions Na⁺ après avoir fixé le Ca²⁺.

Les échanges de cations se déroulent selon l'équation globale du bilan de masse suivante



b) Le rapport rMg^{2+}/rCa^{2+}

L'usage du rapport rMg/rCa est classique dans les études des karsts (Scanlon; 1989, Crowter, 1989 ; Harum et al., 1992). Il peut renseigner sur l'origine de l'eau (précipitation, eau de surface, zone non saturée, réserve noyée...) et sur son temps de séjour dans le réservoir (perméabilité) (Lastennet, 1994). Une augmentation du rapport rMg/rCa est attribuée à la participation d'une eau ayant séjourné longtemps dans l'aquifère (Lepillier, 1980), mais ce n'est pas toujours vrai : une forte augmentation de ce rapport pourrait résulter de l'arrivée d'une nouvelle eau qui aurait lessivé les marno-calcaire est chassé une eau par encaissant argileux.

La solubilité de la dolomite ($CaMg(CO_3)_2$) étant nettement inférieure à celle de la calcite ($CaCO_3$), l'accroissement de rapport pour un même type d'eau suppose que cette eau soit saturée, dans le cas contraire (eau saturée), la mise en solution des ions Ca est toujours supérieure à celle des ions Mg^{2+} (Lastennet, 1994)

c) Le rapport rSr^{2+}/rCa^{2+}

Le strontium est un élément caractéristique des évaporites. Il s'y rencontre sous forme de célestite $SrSO_4$, toujours associée au gypse ($CaSO_4, 2H_2O$) (Carre, 1975). Le rapport Sr^{2+}/Ca^{2+} permet de démontrer l'origine évaporitique des fortes teneurs en sulfates dans les eaux (Hsissou et al., 1999, Abdesselam et al., 2000). De même, d'après Meybeck (1984), les rapports des concentrations molaires Sr^{2+}/Ca^{2+} supérieurs à 1‰ sont caractéristiques des eaux évaporitiques. De plus, comme chaque évaporation possède sa propre valeur du rapport rSr/rCa des eaux ayant dissous, les formations d'une région devraient permettre d'identifier les circulations souterraines et de distinguer leurs origines.

d) La relation Cl^-/SO_4^{2-} - conductivité électrique (Origine de la salinité)

L'ion Cl^- et l'ion SO_4^{2-} sont tous deux issus généralement des formations sédimentaires évaporitiques. Ce rapport nous permet de déterminer la manière selon laquelle évolue la dissolution des ions évaporitiques (Na^+ marqueur de l'halite et SO_4^{2-} marqueur du gypse) en fonction de la conductivité. Un rapport supérieur à 1, indique une dominance des ions salifères par rapport à ceux des gypses.

L'indice d'échange de base au sein des aquifères (i.e.b.)

Pour permettre de suivre le chimisme des eaux de l'aquifère et de définir le sens d'échange ionique entre l'eau et les terrains encaissants, l'indice d'échange de base (i.e.b.) est utilisé. Les cations mis en jeu sont : le calcium, le magnésium, le sodium et le potassium. Le sens des échanges cationique tend à établir l'équilibre entre l'eau et la fraction fine.

L'expression de cet indice est la suivante :

$$i.e.b = r \frac{Cl^- - (K^+ + Na^+)}{Cl^-}$$

(les concentrations sont en méq/l)

Selon le signe de l' i.e.b., on peut distinguer (d'après Schoeller, 192 ; 1969):

- Si l'**i.e.b.** < 0: la teneur en sodium et en potassium est élevée, c'est-à-dire que l'eau a été fortement en contact avec des minéraux capables de céder facilement ces cations interchangeables, indiquant que le calcium de l'eau, est échangé contre le sodium (ou le potassium) du terrain.
- Si l'**i.e.b.**>0 : la teneur en sodium et en potassium est faible. En d'autres termes quand l'eau a été faiblement en contact avec des minéraux capables de céder facilement ces cations interchangeables, indiquant qu'il y a fixation du sodium (ou de potassium) et solubilisation du calcium..

5. Modélisation en géochimie des eaux :

L'objectif de cette partie est de fournir l'essentiel des concepts physico-chimiques et des lois mathématiques sur lesquels reposent la modélisation géochimique des eaux souterraines.

5.1. Equilibre thermodynamique:

5.1.1. Activités chimiques.

Le calcul thermodynamique des équilibres chimiques des eaux rend compte des **interactions électrostatiques** entre les différents ions « **i** » en présence. Ces dernières sont représentées par l'**activité ionique**. Pour une solution idéale, l'activité et la molarité sont égales. Donc on définit l'activité chimique par le coefficient **d'activité (γ_i)** à l'aide de la relation

Suivante :

$$a_i = \gamma_i \cdot m_i$$

Avec :

a_i : Activité chimique

m : la **molarité** des **ions** considérés

La force ionique est donnée par :

Le calcul du coefficient d'activité d'une espèce ionique s'effectue par deux formules qui dépendent de la force ionique **I**

$$I = \frac{1}{2} \sum m_i Z_i^2$$

I : La force ionique de la solution.

m_i : La molalité de l'ion

Z_i : La charge de l'ion

- Pour les solutions dont les forces ioniques sont comprises entre **0.005 et 0.1**, l'équation de **Debye-Huckel** est alors:

$$\log \gamma_i = - \frac{A z_i^2 \sqrt{I}}{1 + B a_0 \sqrt{I}}$$

Avec :

γ_i : Le coefficient d'activité ionique de l'espèce i

Z_i : la charge de l'espèce ionique i

I : La force ionique de la solution

où a_0 est une constante proche du rayon hydraté de l'ion considéré (en Angstroms).

A et **B** sont des constantes dépendant de la température

A différentes température les constantes A, B sont variables : Tableau II.1

T (°C)	A	B(×10 ⁻⁸)	Ion	a ₀ (×10 ⁻⁸)
0	0,4883	0,3241	NH ₄ ⁺	2,5
5	0,4921	0,3249	K ⁺ , Cl ⁻ , NO ₃ ⁻ , Br ⁻	3,0
10	0,4960	0,3258	OH ⁻ , F ⁻ , HS ⁻	3,5
15	0,5000	0,3262	SO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻	4,0
20	0,5042	0,3273	Na ⁺ , HCO ₃ ⁻	4,0-4,5
25	0,5085	0,3281	Pb ²⁺ , CO ₃ ²⁻	4,5
30	0,5130	0,3290	Sr ²⁺ , Ba ²⁺	5
40	0,5221	0,3305	Ca ²⁺ , Fe ²⁺ , Cu ²⁺	6
50	0,5319	0,3321	Mg ²⁺	8
60	0,5425	0,3338	H ⁺ , Al ³⁺	9

Formule empirique de Davies:

- Pour des solutions faiblement à modérément minéralisées (0.1 < I ≤ 0.5) , la formule empirique de **Davies**, qui dérive du modèle physico-chimique de **Debye-Huckel**, est fréquemment utilisée en hydrogéochimie :

$$\log \gamma_i = -A z_i^2 \left(\frac{\sqrt{I}}{1 + \sqrt{I}} - 0.3I \right)$$

- Si la force ionique **I < 0.005**, l'équation de **Debye-Huckel** est alors:

$$\log \gamma_i = -A z_i^2 \sqrt{I}$$

5.1.2. Rappels de thermodynamique chimique

L'enthalpie libre standard (J/mol) de toute réaction peut être calculée à partir des enthalpies libres standards de formation de chaque molécule :

$$\Delta G^0 = \sum G(\text{produits}) - \sum G(\text{reactifs})$$

À l'équilibre $\Delta G^0 = 0$

Ce sont ces enthalpies libres standards de formation (**J/mol**), ou plus couramment les constantes de formation associées, qui constituent les bases de données des codes hydro-géochimiques. Dans les tables, l'enthalpie libre standard est parfois exprimée en fonction de l'enthalpie standard $\Delta_r H^0$ et de la variation d'entropie standard $\Delta_r S^0$ de la réaction :

$$\Delta_r G^0 = \Delta_r H^0 - T\Delta_r S^0$$

L'enthalpie standard de toute réaction peut être calculée à partir des enthalpies standards de formation des réactifs et des produits (**cycles de Hess**). Si $\Delta_r H^0 > 0$, la réaction est exothermique et libère de la chaleur. Dans le cas contraire, elle est endothermique et absorbe la chaleur du milieu extérieur.

5.3. Notion d'indice de saturation

L'équilibre d'une solution avec la matrice encaissante est calculé à l'aide de l'indice de saturation IS :

$$SI = \log(\text{PAI}/K_s)$$

PAI est le produit d'activité ionique

Ks est le produit de solubilité calculé du minéral considéré. Le **Ks** est déterminé de façon thermodynamique :

$$\text{Ln}K_s = \frac{-\Delta G^0}{RT} \implies K_s = \exp\left(\frac{-\Delta G^0}{RT}\right)$$

ΔG^0 : enthalpie libre standard de réaction (**J.mol⁻¹**)

R, constante des gaz parfaits (**1,987 10⁻³ kcal.mole⁻¹**)

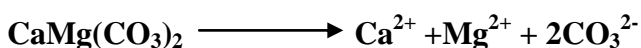
T, température à l'échelle **Kelvin**. (**T = 273,15 + 25°C**)

Une solution est en équilibre avec une phase minérale lorsque **IS = 0** (flux de dissolution égal au flux de précipitation). La solution est dite sous-saturée lorsque **IS < 0** et sur-saturée lorsque **IS > 0**.

Exemple: Calcul du produit de solubilité de la dolomite

- ΔG^0 (Kj/mol) (Ca^{2+}) = -552.8
- ΔG^0 (Kj/mol) (Mg^{2+}) = -454.8
- ΔG^0 (Kj/mol) (CO_3^{2-}) = -528.1
- ΔG^0 (Kj/mol) ($\text{CaMg}(\text{CO}_3)$) = -2161.7

Réaction de dissolution de la dolomite :



$$\Delta G^0 = \sum G(\text{produits}) - \sum G(\text{reactifs})$$

$$[(-552.8) + (-454.8) + 2*(-528.1) - (-2161.7)] = 97.9 \text{ KJ/mol}$$

Calcul de la constante d'équilibre

$$\Delta G^0 = -RT \ln(K_s) \implies K_s = \exp(-\Delta G^0/RT)$$

On a $R=8.314 \text{ J/mol.Kelvin}$, $T=25^\circ\text{C} + 273=298 \text{ K}$

$$K_s = 6.9 \cdot 10^{-18} \implies \log(k_s) = -17.16$$

Tableaux II.2 Valeurs des constantes d'équilibre et des enthalpies de quelques minéraux

Minéraux	Réactions de dissociation	LogKs	ΔH kCal
Calcite	$\text{CaCO}_3 = \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+}$	-8.48	-2.297
Aragonite	$\text{CaCO}_3 = \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+}$	-8.336	-2.589
Dolomite	$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2 = 2 \text{CO}_3^{2-} + \text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}$	-17.09	-9.436
Siderite	$\text{FeCO}_3 = \text{Fe}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	-10.890	-2.480
Gypsum	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}_2\text{O}$	-4.58	-0.109
Anhydrite	$\text{CaSO}_4 = \text{Ca}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	-4.36	-1.710
Hydroxyapatite	$\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} + 4 \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + 3 \text{HPO}_4^{2-} + 5 \text{Ca}^{2+}$	-3.421	-36.155
Fluorite	$\text{CaF}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2 \text{F}^-$	-10.6	4.690
SiO ₂ (a)	$\text{SiO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{SiO}_4$	-2.71	3.340
Quartz	$\text{SiO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4\text{SiO}_4$	-3.98	5.990
Chrysotile	$\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_5(\text{OH})_4 + 6 \text{H}^+ = 2 \text{H}_4\text{SiO}_4 + 3 \text{Mg}^{2+}$	32.2	-46.800
Hematite	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6 \text{H}^+ = 2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$	-4.008	-30.845
Fe(OH) ₃ (a)	$\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3 \text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3 \text{H}_2\text{O}$	4.891	
Vivianite	$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = 3 \text{Fe}^{2+} + 2 \text{PO}_4^{3-} + 8 \text{H}_2\text{O}$	-36.0	
Pyrochroite	$\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ = \text{Mn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	15.2	
Melanterite	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = 7 \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$	-2.209	4.910
Jarosite-K	$\text{KFe}_3(\text{SO}_4)_2(\text{OH})_6 + 6 \text{H}^+ = 3 \text{Fe}^{3+} + 6 \text{H}_2\text{O} + \text{K}^+ + 2 \text{SO}_4^{2-}$	-9.21	-31.280
Zn(OH) ₂ (e)	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	11.5	
Smithsonite	$\text{ZnCO}_3 = \text{Zn}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	-10.0	-4.36
Willemite	$\text{Zn}_2\text{SiO}_4 + 4 \text{H}^+ = 2 \text{Zn}^{2+} + \text{H}_4\text{SiO}_4$	15.33	-33.37
Cerussite	$\text{PbCO}_3 = \text{Pb}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$	-13.13	4.86
Pb(OH) ₂	$\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$	8.15	-13.99

LogKs : Constante d'équilibre thermodynamique

ΔH : enthalpie (kCal)