







$$SI = pH - pH_{ev}$$

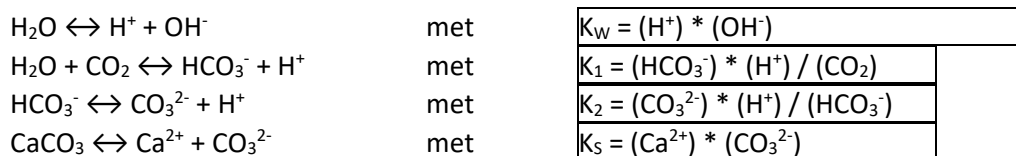
en er geldt dus voor een kalkafzettend water:  $SI > 0$   
 agressief water:  $SI < 0$

### 3.2 STAPPENPLAN VAN DE BEREKENING

Deze berekeningsmethode is volledig gebaseerd op het programma Aqua 0.1, op CD uitgegeven door Kluwer (Ten Hage Stam in Nederland), ontwikkeld door emeritus professor Dirk Wilms, gewezen hoogleraar aan de KULeuven. De nauwkeurigheid van deze methode is vergeleken met de methode van Standard Methods (1998, 20<sup>e</sup> editie, 2330B p. 2.30-33).

Het probleem wordt dus herleid tot het bepalen van de evenwichtspH uitgaande van de parameters pH, temp en de gehalten van de ionen  $Ca^{++}$ ,  $CO_2$ ,  $HCO_3^-$  en  $CO_3^{2-}$ .

Tussen de hogervermelde parameters gelden nu de volgende reactievergelijkingen:



met  $K_i$  de thermodynamische evenwichtsconstante en (i) de actieve concentratie van component i.

Deze evenwichtsbetrekkingen zijn ook geldig voor oplossingen waar ook andere ionen aanwezig zijn maar dan moeten de **thermodynamische** evenwichtsconstanten die gelden voor **actieve** concentraties (i) vervangen worden door de **schijnbare** evenwichtsconstanten  $K_i'$ ; men kan dan m.a.w. de ionensterkte  $\mu$  van de oplossing niet meer verwaarlozen en deze wordt gedefinieerd als:

$$\mu = \frac{1}{2} * \sum (z_i^2 * [i]) \quad \text{met } z_i \text{ de lading van component } i \text{ en } [i] \text{ de analytische concentratie van component } i$$

Om niet steeds de volledige ionenbalans te moeten bepalen wordt veelal voor de ionensterkte van de oplossing gebruik gemaakt van de eenvoudige relatie tussen de geleidbaarheid (een ter plaatse gemeten parameter) en de ionensterkte  $\mu$ :

$$\mu = GEL / 54,5 * 0.001 \quad \text{met GEL in } \mu S/cm \text{ bij } 20^\circ C \text{ en } \mu \text{ in mol/l}$$

Tussen de actieve (i) en de analytische [i] concentratie geldt nu het volgende verband:

$$(i) = f_i * [i]$$

waarbij de activiteitscoëfficiënt  $f_i$  afhankelijk is van de ionensterkte van de oplossing

Hiervoor kan de betrekking van Davies worden toegepast (voor  $\mu < 0,5$  mol/l):

$$\log f_i = -\frac{1}{2} z_i^2 * M \quad \text{en} \quad M = (\sqrt{\mu} / (1 + \sqrt{\mu})) - 0,2\mu$$

Zo verkrijgt men via de evenwichtsbetrekkingen van de thermodynamische evenwichtsconstanten  $K_i$  en de schijnbare evenwichtsconstanten  $K_i'$  de volgende relaties:

$$\begin{aligned}\log (K_w' / K_w) &= M \\ \log (K_1' / K_1) &= M \\ \log (K_2' / K_2) &= 2M \\ \log (K_s' / K_s) &= 4M\end{aligned}$$

Dus via de geleidbaarheid berekent men de ionensterkte  $\mu$  en hieruit de factor M die toelaat uitgaande van de thermodynamische  $K_i$  de schijnbare  $K_i'$  te berekenen en dit bij de gemeten temperatuur.

De temperatuursafhankelijkheid van de evenwichtsconstanten wordt gegeven door de vergelijking van Plummer en Busenberg, *Geochimica et Cosmochimica, Acta*, 46, 1011-1040, 1982:

$$\log K = A + B \cdot T + C/T + D \cdot \log T + E/T^2$$

met A, B, C, D en E empirische coëfficiënten (zie hoger vermelde referentie) en T de temperatuur in graden Kelvin; dus bij een bepaalde gemeten temperatuur kunnen steeds de overeenkomstige waarden voor de evenwichtsconstanten worden berekend.

Naast de hoger vermelde evenwichtsbetrekkingen kan ook nog de materiebalans voor koolzuur worden opgeschreven en voor de totale hoeveelheid koolzuur  $C_T$  geldt:

$$C_T = (CO_2) + (HCO_3^-) + (CO_3^{2-})$$

Het oplossen van dit stelsel van vergelijkingen (evenwichten en materiebalans) om uiteindelijk de concentraties van  $CO_2$ ,  $HCO_3^-$ ,  $CO_3^{2-}$  en tevens  $H^+$  (en dus pH<sub>s</sub>) te bepalen wordt fel vereenvoudigd door het invoeren van de verdelingscoëfficiënten  $\alpha_i$  die de fracties aangeven waaronder het koolzuur voorkomt als resp.  $CO_2$ ,  $HCO_3^-$  en  $CO_3^{2-}$ .

Dus

$$\begin{aligned}CO_2 &= \alpha_0 \cdot C_T \\ HCO_3^- &= \alpha_1 \cdot C_T \\ CO_3^{2-} &= \alpha_2 \cdot C_T\end{aligned}\quad \text{en} \quad \sum \alpha_i = 1$$

Men kan uit de evenwichtsbetrekkingen en de materiebalans afleiden dat:

$$\begin{aligned}\alpha_1 &= [(H^+) / K_1 + 1 + K_2 / ((H^+))^{-1}]^{-1} \\ \alpha_0 &= \alpha_1 \cdot (H^+) / K_1 \\ \alpha_2 &= \alpha_1 \cdot K_2 / (H^+)\end{aligned}$$

dus bij een bepaalde pH en temp zijn deze  $\alpha_i$  onmiddellijk te berekenen en zijn dus onafhankelijk van het totale gehalte aan koolzuur.

Belangrijk hierbij te vermelden is dat de **pH gemeten met een glaselektrode** een maat is voor de **actieve concentratie** en er kan dus geschreven worden dat:

$$pH = -\log (H^+) \quad \text{en} \quad pH = \frac{1}{2} \cdot M - \log [H^+] \quad \text{en} \quad [H^+] = 10^{(1/2 \cdot M - pH)}$$

Kunnen we dus  $C_T$  bepalen en de  $\alpha_i$  berekenen (als functie van pH en temp) dan kunnen we de individuele componenten  $CO_2$ ,  $HCO_3^-$  en  $CO_3^{2-}$  berekenen.

We kunnen nu  $C_T$  bepalen via het meten van de m-alkaliteit (TAM: titratie met zuur met methyloranje als indicator). Dit is mogelijk via de algemene alkaliteitsvergelijking die wordt afgeleid van de ladingsbalans:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] + [\text{HCO}_3^-] + 2 * [\text{CO}_3^{2-}] \text{ indien } C_T \text{ mol/l wordt opgelost in zuiver water}$$

of:

$$0 = [\text{HCO}_3^-] + 2 * [\text{CO}_3^{2-}] + [\text{OH}^-] - [\text{H}^+]$$

of

$$0 = (\alpha_1 + 2 \alpha_2) C_T + [\text{OH}^-] - [\text{H}^+]$$

Wil men dit water een alkaliteit  $m$  geven, dan dient men  $m$  mol/l NaOH toe te voegen en de ladingsbalans wordt nu (met  $[\text{Na}^+] = m$ ):

$$m = (\alpha_1 + 2 \alpha_2) C_T + [\text{OH}^-] - [\text{H}^+]$$

stellen we nu  $\alpha_1 + 2 \alpha_2 = \phi$  en

$[\text{OH}^-] - [\text{H}^+] = \psi$  met  $\phi$  en  $\psi$  beide grootheden die enkel afhankelijk zijn

van de temp en pH (en van  $\mu$ ), dan bekommen we de **algemene alkaliteitsvergelijking**:

$$m = \phi * C_T + \psi$$

met deze vergelijking kan via het meten van de pH, temp, geleidbaarheid en m-alkaliteit de  $C_T$  worden berekend en vervolgens kunnen de parameters  $\text{OH}^-$  (via pH),  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCO}_3^-$  en  $\text{CO}_3^{2-}$  worden bepaald.

Om water dat niet in evenwicht is, in evenwicht te brengen zal een hoeveelheid  $\text{CaCO}_3$  moeten oplossen of neerslaan; tijdens dit proces veranderen de concentraties van Ca,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{HCO}_3^-$  en  $\text{CO}_3^{2-}$  voortdurend zodat dit een iteratief rekenproces zou vergen om de evenwichtspH te berekenen.

Om deze iteratieve berekening te omzeilen kan men als goede benadering de methode van Langelier gebruiken die geldig is voor waters die niet sterk zuur of sterk alkalisch zijn ( $\text{pH} > 4$  en  $< 10$ ). Aan een water dat niet in evenwicht is, kan men theoretisch een hoeveelheid  $\Delta$  mmol/l  $\text{CO}_2$  toevoegen of onttrekken om het in evenwicht te brengen; voor dit water met een gegeven temp, pH,  $\mu$  (of geleidbaarheid),  $m$  en  $C_T$  geeft dit een nieuwe alkaliteitsvergelijking:

$$m = \phi * (C_T + \Delta) + \psi$$

Daar het water nu in evenwicht is, geldt ook het oplosbaarheidsproduct van  $\text{CaCO}_3$ :

$$K_S' = [\text{Ca}^{++}] * [\text{CO}_3^{2-}] = [\text{Ca}^{++}] * \alpha_2 * (C_T + \Delta)$$

Elimineert men nu de factor  $(C_T + \Delta)$  uit de twee bovenstaande vergelijkingen en houdt men rekening met het feit dat:

$$\phi / \alpha_2 = 2 + [\text{H}^+]_s / K_2$$

dan bekomt men de evenwichtsconcentratie aan waterstofionen die de evenwichtspH zal geven:

$$[\text{H}^+]_s = K_2' * (m * [\text{Ca}^{++}] / K_S' - 2)$$

en

$$\text{pH}_{ev} = - \log [\text{H}^+]_s + M/2$$

De uiteindelijke **stabiliteitsindex van Langelier** geeft dan:

$$SI = pH - pH_{ev}$$

Op te merken valt dat deze index enkel een **kwalitatieve** en dus geen kwantitatieve maat is voor de graad van onder- of oververzadiging van het water.

### 3.3 REKENSHEET

De rekensheet voor de berekening van de saturatie-index SI is te raadplegen onder deze [link](#).