

LA COMPOSITION DE L'EAU

I- Généralité :

Substance liquide de formule **H₂O (oxyde d'hydrogène)** p.m. 18,0156. Par définition, p. f. 0°C, p. éb. 100°C (à 760 mm de mercure) dens. 1g/cm³ à 4°C (aux températures immédiatement supérieures ou inférieures, sa densité est inférieure à 1).

Il n'existe pas d'eau absolument **pure** dans la **nature**. L'**eau brute** et celle distribuée dans le réseau sanitaire contient une plus ou moins grande quantité d'impuretés dont les principales, à l'origine de corrosions et d'entartage, sont :

II- Composition :

1- Les sels dissous :

L'eau contient en moyenne 0,2...0,5 g de sels minéraux par l. on peut les répartir en **deux groupes** :

- **Les carbonates et les bicarbonates**, en particulier

le **carbonate de calcium** **CaCO₃** (difficilement soluble)

le **bicarbonate de calcium** **Ca (HCO₃)₂** (facilement soluble)

le **carbonate de magnésium** **MgCO₃**

le **bicarbonate de magnésium** **Mg (HCO₃)₂**

- **Les sulfates, les chlorures et les silicates du calcium et du magnésium**, p.e.:

le **sulfate de calcium** (gypse) **CaSO₄**

le **chlorure de calcium** **CaCl₂**

le **silicate de calcium** **CaSiO₃**

la concentration d'une eau en sels de calcium ou de magnésium, présents en particules dissoutes ou **ions**, indique la **dureté de l'eau** ou **titre hydrotimétrique TH**. Les sels dissous se présentent tous sous forme dissociée : particules chargées positivement (**cations**) ou négativement (**anions**).

La dureté de l'eau est une caractéristique très importante d'une installation de chauffage. Car les éléments difficilement solubles de l'eau peuvent occasionner de sérieux **dommages** lorsqu'ils se déposent dans une chaudière, une canalisation ou un échangeur de **chaleur**. C'est par adoucissement qu'on peut éliminer les éléments incrustants responsables des phénomènes d'entartage.

On distingue :

a- La dureté passagère : (ou temporaire) elle est provoquée par les **carbonates** ou **bicarbonates**. En présence de **CO₂** le **bicarbonate de calcium Ca (HCO₃)₂** se dissout dans l'eau tandis que le **carbonate de calcium CaCO₃** reste pratiquement insoluble.

Il est donc relativement facile de déceler sa présence. Par l'élévation de température de l'eau les bicarbonates se décomposent d'après la réaction :



avec formation de **CO₂**, les carbonates insolubles étant précipités sous forme de **dépôts** ou d'**incrustations** de **calcite (tartre carbonaté)**. Ces phénomènes apparaissent entre **60...65°C**.

b- La dureté permanente : est due à la présence de **sulfates**, **chlorures** et **silicates**. Il n'est pas possible de précipiter ces sels, corrosifs à forte concentration, par élévation de température, mais seulement de les neutraliser par addition de **correctifs chimiques**. Par dépassement de leur limite de solubilité, ils donnent naissance, surtout en présence de **sulfate de calcium CaSO₄** (gypse), à un tartre carbonaté très dommageable, l'**aragonite**, qui se dépose sur les parties les plus chaudes de la chaudière.

c- La dureté totale : est la somme de la dureté passagère et de la dureté permanente. On peut également la définir comme la somme des teneurs en sels dissous de **calcium** ou de **magnésium**. Par définition, la dureté d'une eau est égale à **1 degré hydrotimétrique** lorsqu'elle contient **10 mg/l** de **CO₃Ca**. Le **degré hydrotimétrique** correspond exactement au **1/10 000 de molécule-gramme** de **CO₃Ca**. Ce degré est appelé degré français, car les degrés utilisés à l'étranger sont différents.

Un degré hydrotimétrique français = **0,56** degré allemand

= **0,70** degré anglais

= **0,57** degré américain.

Une eau est considérée comme :

douce jusqu'à 5° TH

moyennement dure de 5 à 20° TH

dure à compter de 20° TH.

On peut également employer comme unité de dureté le **milléquivalent-gramme** (ou **méq**); il se calcule en divisant la **masse** en (mg) de l'**ion** considéré par l'**électrovalence** de cet ion.

$$1\text{méq} = \frac{\text{masse moléculaire}}{\text{valence}} \text{ par l}$$

La **valence** indique la possibilité que possède un **atome** d'établir des liaisons avec d'autres atomes pour former un composé chimique, p.e.

dans **H₂O**, l'**oxygène** est divalent

K, **Li** et **Na** sont monovalents, **Mn**, **Zn** et **Ca** sont divalents, etc.

Pour le **calcium**, une dureté de $1 \text{ méq/l} = 40/2 = 20 \text{ mg/1Ca} \hat{=} 20/4 = 5^\circ \text{ TH}$.

$1^\circ \text{ TH} = 10 \text{ mg CaCO}_3 / \text{l} = 4 \text{ mg Ca/l} = 4/20 = 0,2 \text{ méq/l}$

$1 \text{ méq/l} = 5^\circ \text{ TH} = 0,5 \text{ mol/m}^3$.

Le méq est donc une unité de concentration. Il devrait être donné à l'avenir en **mol/m³**.

Les principaux éléments du tartre sont :

le carbonate de calcium

le **carbonate de calcium** **CaCO₃** difficilement soluble

le **carbonate de magnésium** **MgCO₂** difficilement soluble

le **sulfate de calcium** (gypse) **CaSO₄** dur et difficilement soluble

le **silicate de calcium** **CaSiO₃** très dur mais facilement soluble.

Tableau. Titre hydrotimétrique de l'eau courante dans quelques villes

Ville	°TH	méq/l	Ville	°TH	Méq/l
Angers	7,5...9,5	1,5...1,9	Nice	8...36	1,6...7,2
Meaumont-sur-Oise	45...52	9...10,4	Paris	21,8...28,4	4,4...5,7
Besançon	24...26	4,8...5,2	Pau	12...14	2,4...2,8
Bordeaux	23,4	4,7	Quimper	4...5	0,8...1,0
Calais	28...29	5,6...5,8	Rouen	25	5
Dijon	22...24	4,4...4,8	Sables d'Olonne (I.)	6	1,2
Epinal	0,5...1,5	0,1...0,3	St-Etienne	1...2,5	0,2...0,5
Marseille	23	4,6	Strasbourg	22...27	4,4...5,4
Metz	38,4	7,7	Toulouse	14...16	2,8...3,2

2- Gaz :

A- Anhydride carbonique : CO₂

On le trouve dans toutes les eaux à l'état libre ou lié. Comme tous les **acides** faibles, il attaque plus fortement le **fer** que les solutions neutres de composition ionique équivalente : il en résulte ce qu'on appelle la **rouille** et l'eau prend une coloration rouge-brune.

Totalité de l'anhydride carbonique

anhydride carbonique libre

équilibrant agressif

anhydride carbonique lié

carbonate bicarbonate

CaCO₃

Ca (HCO₃)₂

- **Anhydride carbonique libre** : se décompose en **deux parties** :

- **anhydride carbonique équilibrant**, nécessaire pour maintenir les carbonates de l'eau en

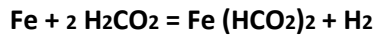
solution (équilibre **bioxyde de carbone - carbonates**) d'après la réaction

CaCO₃ + CO₂ + H₂O = Ca (HCO₃)₂ A chaque degré de dureté correspond une certaine quantité d'anhydride carbonique équilibrant libre.

CaCO₃ + Fe (OH)₂.

L'**acide carbonique (anhydride carbonique)** agressif en excès dissout le carbonate et attaque le fer empêchant la formation d'une pellicule antirouille, il faut donc l'éliminer par désacidification.

Coloration rouge-brune de l'eau :



- **Anhydride carbonique lié**: se décompose également en **deux parties** : suivant qu'il est combiné au **carbonate de calcium** CaCO_3 ou **bicarbonate de calcium**, liaison moins stable, qui donne par **réaction endothermique**, du **carbonate de calcium** :



La CaCO_3 , Presque insoluble cristallise normalement sous forme de calcite (cristaux rhomboédriques), à l'origine d'incrustations surtout dans les chaudières.

III- Ionisation, pH, acidité :

- Les ions :

Les solutions aqueuses d'**acides**, de **bases** ou de **sels (électrolytes)** sont plus ou moins dissociées en atomes ou groupes d'atomes portant une **charge électrique** et dénommés ions.

Les ions chargés positivement sont appelés **cations** (**hydrogène, métaux**), ceux chargés négativement **anions** (p.e. **ion oxydrile** OH^-) si l'on fait passer un courant continu dans un **électrolyte**, les cations se dirigent vers la **cathode**, les anions vers l'**anode**.

Exemple : $\text{NaCl} = \text{Na} + \text{Cl}^-$



L'eau courante présente également les caractéristiques d'un électrolyte, parce qu'elle contient toujours de faibles quantités de sels. Les **ions H^+** proviennent des acides, les **ions OH^-** des bases.