

# LES CORROSIONS ET ENTARTAGE

## I- Généralité :

On entend par **corrosion**, la dégradation lente et d'abord superficielle de matériaux, due principalement à des processus électrochimiques, ce qui occasionne **chaque année** des pertes considérables à la **collectivité**.

Ces processus complexes sont fonction de nombreux paramètres et aujourd'hui encore restent en partie inexpliqués.

Il est possible de classer les méfaits de la corrosion en **deux catégories** :

- 1- les **corrosions superficielles**
- 2- les **corrosions locales**.

Elles se manifestent dans les **canalisations** ou l'**appareillage** par l'affaiblissement des parois ou l'apparition de **perforations**. Leurs causes sont très diverses : pour l'**eau**, il s'agit essentiellement de gaz dissous tels que l'**oxygène** et le **gaz carbonique** qui déclenchent les **réactions superficielles**. Mais la composition chimique de l'eau intervient également, en particulier sa teneur en **éléments étrangers** dissous et non dissous (surtout **sels minéraux** dissous). Ils sont à l'origine avant tout de **corrosions locales**.

Une élévation de **température** ou de **pression** accélère le processus de corrosion. Dans les **chaudières**, les gaz brûlés et les **précipités aqueux** occasionnent également des corrosions que l'on distingue suivant qu'elles ont pris naissance à haute ou basse température.

Les canalisations sont sujettes à des corrosions externes lorsqu'on a utilisé comme **matériau** de remplissage du **plâtre** ou un **mortier à la chaux**, lesquels contiennent de l'**humidité** et peuvent entraîner des **condensations**. Les **adjuvants** chlorés et autres sont interdits.

L'**entartrage** est une **seconde** source d'inconvénients dans les installations de chauffage. Il résulte de la formation sur les parois du matériel en contact avec l'eau à une température supérieure à **60°C** de dépôts ou **incrustations** provenant de la **précipitation** sous forme insoluble des sels dissous dans l'eau. Il a pour effet de diminuer la section de passage du fluide, de réduire les échanges thermiques et, de créer, par suite de sa faible conductibilité, des efforts de **tension thermique** dont la conséquence est la **fissuration** des éléments de la **chaudière**.

Afin de réduire les inconvénients occasionnés par les corrosions et l'entartrage, il existe en plus des dispositions à prendre à la réalisation de l'**installation** et pendant son fonctionnement, un certain nombre de mesures préventives, basées sur la **dégazeification**, la **désacidification** ou l'**adoucissement de l'eau** ou sur des **traitements filmogènes**.

**Tableau.** Potentiels d'équilibre métal-solution par rapport à l'électrode à hydrogène (à la pression de 1 bar et à 18°C).

Métal	Formule chimique	Potentiel en volts
Calcium	Ca	-2,76
Magnésium	Mg	-2,35
Aluminium	Al	-1,69
Manganèse	Mn	-1,18
Zinc	Zn	-0,76
Chrome	Cr	-0,51
Fer	Fe	-0,44
Cadmium	Cd	-0,40
Nickel	Ni	-0,24
Etain	Sn	-0,14
Plomb	Pb	-0,13
Hydrogène	H <sub>2</sub>	#0
Cuivre	Cu	+ 0,52
Argent	Ag	+ 0,80
Or	Au	+ 1,40
Platine	Pt	+ 1,20

La meilleure protection anticorrosion consiste à utiliser des matériaux appropriés, en particulier **cuivre** et **bronze**, **acier** au **nickel-chrome** ou avec une certaine teneur en **molybdène** et en tenant compte dans chaque cas des autres matériaux présents dans l'installation.

Il existe un guide pour l'établissement des **bulletins d'analyses des eaux (NF T 90-000)** et pour les essais les **normes (NF T 90-001 à 90-114. Cf.)**. Aussi « **L'eau** » aux éditions du moniteur, 2<sup>e</sup> partie, qualité et distribution publique d'eau.

## II- Composition de l'eau :

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 :

### 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**  $\text{CaCO}_3$  (difficilement soluble)

le **bicarbonate de calcium**  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  (facilement soluble)

le **carbonate de magnésium**  $\text{MgCO}_3$

le **bicarbonate de magnésium**  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$

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

le **sulfate de calcium** (gypse)  $\text{CaSO}_4$

le **chlorure de calcium**  $\text{CaCl}_2$

le **silicate de calcium**  $\text{CaSiO}_3$

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  $\text{CO}_2$  le **bicarbonate de calcium**  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  se dissout dans l'eau tandis que le **carbonate de calcium**  $\text{CaCO}_3$  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  $\text{CO}_2$ , 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**  $\text{CaSO}_4$  (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 **CO<sub>3</sub>Ca**. Le **degré hydrotimétrique** correspond exactement au **1/10 000 de molécule-gramme** de **CO<sub>3</sub>Ca**. 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.

**masse moléculaire**

**1méq = ----- par l**

**valence**

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 **H<sub>2</sub>O**, l'**oxygène** est divalent

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

Pour le **calcium**, une dureté de **1 méq/l = 40/2 = 20 mg/1Ca ≈ 20/4 = 5° TH**.

**1° TH = 10 mg CaCO<sub>3</sub> /l = 4 mg Ca/l = 4/20 = 0,2 méq/l**

**1 méq/l = 5° TH = 0,5 mol/m<sup>3</sup>**.

Le méq est donc une unité de concentration. Il devrait être donné à l'avenir en **mol/m<sup>3</sup>**.

Les principaux éléments du tartre sont :

le carbonate de calcium

le **carbonate de calcium**  $\text{CaCO}_3$  difficilement soluble

le **carbonate de magnésium**  $\text{MgCO}_2$  difficilement soluble

le **sulfate de calcium** (gypse)  $\text{CaSO}_4$  dur et difficilement soluble

le **silicate de calcium**  $\text{CaSiO}_3$  très dur mais facilement soluble.

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

Ville	°TH	még/l	Ville	°TH	Még/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 (l.)	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 : $\text{CO}_2$

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

$\text{CaCO}_3$

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

- **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

$\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  A chaque degré de dureté correspond une certaine quantité d'anhydride carbonique équilibrant libre.

$\text{CaCO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2$ .

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 :

$\text{Fe} + 2 \text{H}_2\text{CO}_2 = \text{Fe}(\text{HCO}_2)_2 + \text{H}_2$

$\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_2\text{CO}_3$

- **Anhydride carbonique lié**: se décompose également en **deux parties** : suivant qu'il est combiné au **carbonate de calcium**  $\text{CaCO}_3$  ou **bicarbonate de calcium**, liaison moins stable, qui donne par **réaction endothermique**, du **carbonate de calcium** :

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ .

La  $\text{CaCO}_3$ , Presque insoluble cristallise normalement sous forme de calcite (cristaux rhomboédriques), à l'origine d'incrustations surtout dans les chaudières.

## **B- 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 oxydrique**  $\text{OH}^-$ ) si l'on fait passer un courant continu dans un **électrolyte**, les cations se dirigent vers la **cathode**, les anions vers l'**anode**.

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

$\text{NaOH} = \text{Na}^+ + \text{OH}^-$

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