كيمياء الماء

3-1 مقدمة:

يلعب الماء دوراً هاماً في إنتاج وتشغيل مواد البناء كما يلعب دوراً في عمليات تآكل المنشآت البيتونية عند تعرضها لمياه مهاجمة، نذكر بعض مصطلحات الماء الهامة في الهندسة المدنية:

- القيمة W/C:
هي نسبة الماء إلى الاسمنت والتي تؤثر بشكل حاسم على صلابة الملاط والبيتون.
- متطلب الماء القياسي:
هي كمية الماء اللازم للبيتون الطازج أو الملاط حتى يحقق درجة التشغيل (قوام) المطلوبة.
- نفوذية الماء:
تعتبر النفوذية متطلب أساسي إلى جانب صلابة البيتون.
- قساوة الماء:
تعبر عن أملاح بيكربونات الكالسيوم والمغنيزيوم المنحلة في الماء والأملاح المنحلة الأخرى غير الكربوناتية (كبريتات،نترات، كلوريدات....).
- مجالات الأوساط المائية المهاجمة:
تقسم المياه المهاجمة للبيتون إلى مجالات وذلك حسب الشوارد Ca^{+2} , Mg^{+2} ,NH^{+4} , SO_4^{-2}، بالإضافة إلى CO_2 ودرجة pH.

بعد الانتهاء من الإنتاج تحوي مواد البناء على ماء مرتبط بالمعدلات التالية الجدول (1-3):

جدول (1-3): الماء المرتبط في مواد البناء (Kg / Kg)

مادة البناء	وسطي الماء المرتبط
- كلس مطفأ	0.24
- حجر اسمنتي	0.23 – 0.26
- حجر جبس	0.21
- بيتون اسمنتي	0.05 – 0.10

3-2 تشكل الماء:

يمكن أن يتشكل الماء كيميائياً من تفاعل O_2 و H_2 بنسبة 2:1 وفق التفاعل التالي:

$$H_2 + 1/2\ O_2 \rightarrow H_2O \qquad ; \Delta H = -286.4\ Kj/mol$$

يتطلب حصول التفاعل بشكل عكسي كمية عالية من الحرارة تطابق الكمية الناتجة عن تفاعل الاتحاد، وهذا يعني الحاجة لدرجات حرارة عالية. يمكن أيضاً الحصول على الماء من اتحاد الأيونات OH^- و H^+.

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O \qquad ; \Delta H = -57.15\ Kj/mol$$

3-3 الماء في الطبيعة:

تشكل المسطحات المائية في الطبيعة (محيطات، بحار، بحيرات، أنهار...) حوالي 71% من سطح الأرض، أما اليابسة فتشكل حوالي 29% من القشرة الأرضية.

يتواجد الماء أيضاً ضمن الأرض على شكل رطوبة وماء بلوري (حوالي 21% من الجبس ماء مرتبط)، ومياه جوفية، كما يدخل في تركيب النباتات والكائنات الحية (حوالي 60-70% من جسم الإنسان مكون من الماء)، ويتواجد أيضاً في الغلاف الجوي على شكل بخار ورذاذ وضباب.

لا يمكن أن يكون الماء الطبيعي نقياً وهو يحوي على حبيبات غبار منحل وغازات منحلة.... الخ، يمكن تحديد أهم المواد المنحلة في مياه الينابيع والآبار والمياه الجوفية بمايلي:

- O_2 , CO_2
- سلسلة من الأملاح مثل: $MgCl_2$, $Ca(HCO_3)_2$, $CaSO_4$, K_2SO_4 , NaCl ,.....

هذه المواد تصبح ضارة بالبيتون عندما تصل نسبها في الماء إلى تراكيز حدية، يحوي ماء البحر كذلك على نسبة عالية من الأملاح المنحلة.

لاينقل الماء المقطر النقي التيار الكهربائي لأن تشرده ضعيف جداً إذ تتشرد جزيئة واحدة من بضعة ملايين من الجزيئات، لذلك تكون الناقلية معدومة عملياً. لكن الماء الطبيعي الذي يحوي أملاحاً شاردية منحلة يكون ناقلاً للتيار الكهربائي. يمكن أن يغلي الماء بدرجات حرارة أقل من $100C^\circ$ تحت ضغط مخفف، كما يمكن أن يغلي بدرجات حرارة أعلى من $100C^\circ$ تحت ضغط مرتفع أكبر من الضغط الجوي النظامي.

3-4 التشرد الأيوني ودرجة pH:

يتواجد جزء ضئيل جداً من الماء في حالة تشرد أيوني دائم: $H_2O \leftrightarrow H^+ + OH^-$

تحصل هذه العملية أيضاً حتى في الماء النقي حيث يتواجد حوالي 14 جزيء من الماء فقط في حالة تأين من أصل 10^{10} جزيء.

$$K_W = K_C \times C_{H2O}$$

K_W: الجداء الأيوني

$K_C = 1.8 \times 10^{-16}$ mol/l (ثابت التوازن) للماء عند الدرجة 20

$C_{H2O} = 55.6$ mol/l تركيز الماء في الشروط النظامية

$K_W = K_C \times C_{H2O} = C_{H^+} \times C_{OH^-} = 1.8 \times 10^{-16}$ mol/l $\times$ 55.6 mol/l $= 1\times10^{-14}$ mol^2/l^2

وباعتبار $C_{H^+} = C_{OH^-}$ يمكن أن نكتب:

$K_W = C_{H+}^2 = 1\times10^{-14}$ mol^2/l^2

$C_{H^+} = 1\times10^{-7}$ mol/l

عند إضافة حمض للماء يزداد تركيز H^+ على حساب OH^- ويحصل العكس تماماً عند إضافة الأساس.

- **درجة pH:**

لتقييم درجة الحموضة أو القلوية تُؤخذ تراكيز H^+ فقط. يمثل اللوغاريتم لتركيز H^+ قيمة درجة الحموضة pH.

$$pH = -\lg C_{H^+}$$

تصنف درجة pH ضمن ثلاثة مجالات هي:

حمضي $pH < 7$ ، معتدل $pH = 7$ ، قلوي $pH > 7$

مع انخفاض قيمة pH تزداد خطورة المحاليل تجاه البيتون.

مثال: ماهي قيمة pH لحمض يبلغ تركيز شوارد H^+ القيمة $C_{H^+} = 1.28 \times 10^{-2}$ mol/l ؟

$pH = -\lg (1.28 \times 10^{-2}) = 1.89$ وعليه فإن الوسط حمضي.

مثال: كم يبلغ تركيز شوارد H^+ في محلول قلوي يملك درجة $pH = 9.25$.

$$\text{Lg } C_{H^+} = -9.25 \rightarrow C_{H^+} = 5.62 \times 10^{-10} \text{ mol/l}$$

مثال: احسب pH محلول حمض كلور الماء تركيز شوارد H^+ فيه يبلغ $C_{H^+} = 2 \times 10^{-3}$ mol/l واحسب تركيز شوارد الهيدروكسيد فيه، وذلك من أجل درجة حرارة $25c^\circ$.

$$pH = -\lg C_{H^+} = -\lg(2 \times 10^{-3}) = 2.7$$

من علاقة الجداء الشاردي للماء نكتب:

$$C_{H^+} \times C_{OH^-} = 10^{-14} \rightarrow C_{OH^-} = 10^{-14}/(2 \times 10^{-3}) = 5 \times 10^{-12} \text{ mol/l}$$

- طبقاً للمواصفات الألمانية تعتبر المياه والمحاليل المهاجمة للبيتون ذات صفة هجوم شديد من أجل قيمة $pH = 4.0 - 3.5$.

3-5 المحاليل:

المحلول هو مزيج من طور واحد ويتكون على الأقل من مادتين (وسط انحلال ومادة منحلة). وعند حل مادة ما في سائل أو محلول تتغير مواصفات المحلول مثل: الكثافة والتوتر السطحي والناقلية الحرارية وضغط البخار ..... الخ.

3-5-1 الانحلالية:

تعبر الانحلالية عن كمية المادة المنحلة (g) في 100g وسط انحلال.

$C_{mix} = m_S / m_L$: (g/100g)

C_{mix}: الانحلالية

m_S: كمية المادة المنحلة (g)

m_L: كمية وسط الانحلال (100g)

يصل المحلول إلى درجة الإشباع وذلك عند حصول حالة توازن بين المحلول وطوره الصلب (بدء تشكل راسب أرضي).

يوضح الجدول (2-3) والجدول (3-3) انحلالية بعض المركبات القلوية والقلوية الترابية الهامة بالنسبة لقطاع البناء:

جدول (2-3) انحلالية أملاح قلوية بالماء(1g لكل 100g ماء عند الدرجة 20C°).

المادة	Li	Na	K
ماءات	12.2	108.4	112.0
كربونات	1.33	21.58	112.0
بيكربونات	-	9.6	33.0
كلوريد	81.2	35.85	34.37
كبريتات	36.0	19.4	11.1

جدول (3-3) انحلالية أملاح قلوية ترابية (1g ملح لكل 100g ماء عند الدرجة 20C°).

المادة	MgO	CaO	Sr	Ba
ماءات	0.0029	0.165	0.81	4.18
كربونات	0.179	0.0014	0.0011	0.0017
بيكربونات	4.49	1.66	-	-
كلوريد	54.2	74.5	53.9	37.2
كبريتات	36.6	0.202	0.015	0.0039

للتعبير عن انحلالية الأملاح الصعبة الانحلال يُستخدم غالباً مصطلح **"ناتج الانحلالية"** وهو يعبر عن جداء تراكيز الأيونات المنحلة.

مثلاً ناتج انحلالية ماءات الكالسيوم:

$L_{Ca(OH)_2} = C_{Ca^{+2}} \times C_{OH^-} \times C_{OH^-} = C_{Ca^{+2}} \times C^2_{OH^-}$: mol^3/l^3

يوضح الجدول (3-4) ناتج انحلالية بعض أملاح الكالسيوم:

جدول (3-4) ناتج انحلالية بعض أملاح الكالسيوم

المادة	القيمة	الواحدة
ماءات	5.62×10^{-5} (20C°)	mol^3/l^3
فلوريدات	3.4×10^{-11} (18C°)	mol^3/l^3
كربونات	8.7×10^{-9} (25C°)	mol^2/l^2
كبريتات	6.3×10^{-5} (25C°)	mol^2/l^2

3-5-2 االالكتروليتات القوية:

تُصنف جميع الحموض والأسس والأملاح التي تملك محاليلها المائية درجة تفكك (α=0.2-1.0) كالكتروليتات قوية ($\alpha = C/C_0$).

C: تركيز الجزء المتفكك من المادة C_0: التركيز الأولي للمادة

في المحاليل المركزة للالكتروليتات القوية تعيق الأيونات بعضها البعض من الحركة بسبب عددها الكبير. تحدد الأيونات ذات الحركة الحرة فعالية الالكتروليتات (a) وتُحسب من العلاقة:

$$a = f_a \cdot C$$

حيث: f_a: معامل الفعالية C: التركيز (mol/Kg)

يوضح الجدول (3-5) معاملات الفعالية لبعض الالكتروليتات القوية بالعلاقة مع التركيز

الجدول (3-5) معاملات الفعالية لبعض الالكتروليتات القوية بالعلاقة مع التركيز

الالكتروليت	**التركيز** (mol/Kg)		
	0.1	**0.01**	**0.001**
HCl	0.769	0.904	0.965
H_2SO_4	0.379	0.543	0.837
NaCl	0.786	0.906	0.966
K_2SO_4	0.441	0.715	0.889
$MgCl_2$	0.577	0.751	0.891
$CaCl_2$	0.531	0.730	0.883

3-5-3 الالكتروليتات الضعيفة:

تُصنف كل الحموض والأسس والأملاح والتي تملك محاليلها درجة تفكك أقل من (0.2>α) الكتروليتات ضعيفة. في هذه الحالة يتطابق ثابت التشرد مع ثابت التوازن K_C لقانون فعل الكتلة. بتطبيق هذا القانون على تشرد حمض الخل مثلاً يكون:

$$K_C = \frac{C_{H+} \times C_{CH3COO-}}{C_{CH3COOH}}$$

- **حساب قيمة pH لالكتروليت ضعيف:**

يمكن حساب درجة pH لالكتروليت ضعيف اعتماداً على K_C وتركيز المحلول.

مثال: ماهي قيمة pH لحمض خل 0.1N إذا علمت أن ثابت التوازن يبلغ القيمة $K_C=1.8\times10^{-5}$ عند درجة حرارة $20C^\circ$.

$$\mathbf{CH_3COOH \leftrightarrow H^+ + CH_3COO^-}$$

$$K_C= (C_{H+} \times C_{CH3COO-}) / C_{CH3COOH}$$

$$= C^2_{H+} / C_{CH3COOH} \rightarrow 1.8 \times10^{-5} = C^2_{H+} / 0.1 \text{ mol/l}$$

$$C^2_{H+} =0.18\times 10^{-5} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \rightarrow C_{H+} =1.342 \text{ mol/l} \rightarrow pH= 2.87$$

ترتبط درجة التفكك (التشرد) α لالكتروليت ضعيف بعلاقة مع التركيز C ويمكن وصف هذه العلاقة اعتماداً على قانون التمديد:

$$K_C = C\times\frac{\alpha^2}{1-\alpha}$$

تزداد قيمة α مع انخفاض التركيز C وتصل عند التمديد لدرجة غير محددة إلى القيمة 1. لذلك تتشرد الالكتروليتات الضعيفة بشكل شبه كامل في المحاليل شديدة التمديد.

- **المحاليل المنظمة:**

المحاليل المنظمة هي محاليل لـ حمض ضعيف أو أساس ضعيف مع أحد أملاح الحمض أو الأساس. تبقى درجة الحموضة pH لهذه المحاليل ثابتة عند إضافة بسيطة من الحمض أو الأساس وأيضاً أثناء ضم CO_2 الموجود في الهواء.

مثال: مزيج من حمض الخل وخلات الصوديوم يعتبر محلولاً منظماً، فعند إضافة محلول حمضي لهذا المحلول تتحد شوارد الهيدرونيوم المضافة مع شوارد الخلات التي في المحلول المنظم فيتكون حمض الخل:

$$CH_3COO^- + H_3O^+ \leftrightarrow CH_3COOH + H_2O$$

وعند إضافة محلول أساسي لهذا المحلول المنظم تتحد شوارد الهيدروكسيد المضافة مع حمض الخل التي في المحلول المنظم فتتكون شوارد الخلات:

$$CH_3COOH + OH^- \rightarrow CH_3COO^- + H_2O$$

وبالتالي فالمحلول المنظم لايتأثر ويحافظ على قيمة الـ pH، وهذا ماتتطلبه أكثر العمليات الحيوية أو الكيميائية...

إذاً: يتكون المحلول المنظم من حمض ضعيف وأحد أملاحه أو أساس ضعيف وأحد أملاحه.

من المحاليل التي تملك تأثير المحلول المنظم نذكر:

- منظومة إسمنت /ماء حيث يتواجد حمض السيليس الضعيف وأملاحه.
- منظومة الغضار /ماء حيث يتواجد حموض غضارية ضعيفة مع أملاحها.

3-6 قساوة الماء:

هي الظاهرة التي يتصف بها الماء عند احتوائه على شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم بتراكيز مرتفعة نسبياً، يمكن أن تتفاعل هذه الشوارد مع شوارد الكربونات CO_3^{-2} المنحلة في الماء ليتشكل راسب من كربونات الكالسيوم أو المغنيزيوم.

إن مصدر شوارد الكربونات هو تشرد حمض الكربون الناتج عن انحلال غاز CO_2 في الماء حسب المعادلات التالية:

$$CO_2 + H_2O \leftrightarrow H_2CO_3$$

$$H_2CO_3 + H_2O \leftrightarrow HCO_3^- + H_3O^+$$

$$HCO_3^- + H_2O \leftrightarrow CO_3^{-2} + H_3O^+$$

ثم تتفاعل شاردة الكربونات مع شوارد الكالسيوم أو المغنيزيوم:

$$CO_3^{-2} + Ca^{+2} \rightarrow CaCO_3\downarrow$$

$$CO_3^{-2} + Mg^{+2} \rightarrow MgCO_3\downarrow$$

تُقدر القساوة بما يعادل عدد الميلي غرامات من $CaCO_3$ المنحلة في ليتر واحد، وتُحدد الأنظمة الدولية المختلفة قيماً عددية لدرجات القساوة، فدرجة القساوة الواحدة حسب النظام الأمريكي تكافئ 10 ميلي غرام من CaO في الليتر وهذا يعادل 17.8 ميلي غرام من $CaCO_3$ في الليتر، ويختلف هذا الرقم من نظام دولي إلى آخر. يُعتبر الماء غير قاسي إذا كانت درجة قساوته دون 4 درجات، ومتوسط القساوة بين 8-4 درجات، وقاسي إذا كانت درجة القساوة 12-8 درجة، وشديد القساوة إذا تجاوز 12 درجة.

يمكن أن توجد أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم في الماء بشكل أملاح ثنائي الكربونات المنحلة $Ca(HCO_3)_2$ والتي تُفكك بالتسخين إلى كربونات الكالسيوم ضعيفة الانحلال فتترسب على جدران الوعاء كما يحصل أحياناً عند تسخين الماء في الوعاء نفسه بشكل مستمر إذ يلاحظ ترسب طبقة كلسية حسب المعادلة:

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} CaCO_3 + CO_2 + H_2O$$

يحدث هذا التفاعل أيضاً في الأنابيب المخصصة لنقل المياه الساخنة كأنابيب التدفئة وفي المراجل، مما يمكن أن يسبب مشاكل وصعوبات كانسداد الأنابيب وضعف التبادل الحراري مع الوسط الخارجي .....

يُصنف الماء حسب محتواه من الأملاح على النحو التالي:

- ماء عذب — نسبة الأملاح < 1%
- ماء بحر — نسبة الأملاح > 2.5%
- ماء مالح — نسبة الأملاح > 5%

3-6-1 أنواع القساوة:

- **قساوة الكربونات (القساوة المؤقتة) CH:**

تعود إلى وجود شوارد ثنائي كربونات الكالسيوم $Ca(HCO_3)_2$ أو ثنائي كربونات المغنيزيوم وهي مركبات منحلة جزئياً في الماء، وتتفكك بالتسخين إلى كربونات المعدن الراسب فيقل تركيز شوارد الكالسيوم والمغنزيوم في المحلول.

$$Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{\Delta} CaCO_3 + H_2O + CO_2$$

يقود هذا إلى مايُعرف بحجارة المرجل، هذه القساوة تُعرف أيضاً بالقساوة المرحلية.

- **قساوة غير الكربونات (القساوة الدائمة) NCH:**

تعود إلى وجود أملاح الكالسيوم والمغنيزيوم المنحلة في الماء والتي لاتتأثر بالتسخين مثل $CaCl_2$، $Ca(NO_3)_2$، $MgCl_2$، $Mg(NO_3)_2$، $MgSO_4$ بالإضافة إلى بعض الأملاح المنحلة جزئياً مثل $CaSO_4$. هذا النوع من القساوة لا يمكن التخلص منه بواسطة الغلي وإنما ينبغي التخلص من شوارد الكالسيوم والمغنيزيوم المنحلة.

صناعياً يتم نزع قساوة الماء الدائمة بعدة طرق نذكر أهمها:

- **<u>إزالة القساوة بالطرق الكيميائية:</u>**

ويتم ذلك بإضافة مواد كيميائية منحلة تتفاعل مع شوارد الكالسيوم أو المغنيزيوم وتحولها إلى مادة راسبة، ومن المواد التي يمكن استعمالها لإزالة القساوة كل أملاح الكربونات المنحلة وهي كربونات المعادن القلوية أو كربونات الأمونيوم كما يمكن استعمال الماءات المنحلة وهي أيضاً ماءات المعادن القلوية أو ماءات الأمونيوم، أو الفوسفات المنحلة مثل فوسفات الصوديوم كما تبين المعادلات التالية:

$$\underset{\text{منحل جزئياً في الماء}}{CaSO_4} + \underset{\text{مادة منحلة مضافة}}{Na_2CO_3} \rightarrow \underset{\text{ناتج منحل}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{راسب}}{CaCO_3\downarrow}$$

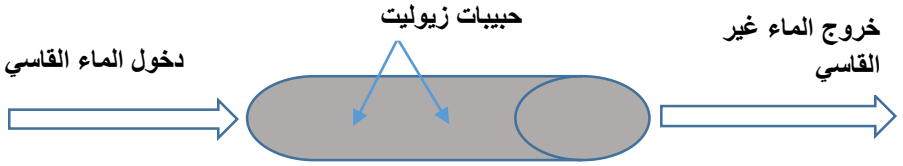
$$3CaSO_4 + 2Na_3PO_4 \rightarrow 3Na_2SO_4 + Ca_3(PO_4)_2\downarrow$$

$$MgSO_4 + 2NH_4OH \rightarrow (NH_4)_2SO_4 + Mg(OH)_2\downarrow$$

- **<u>إزالة القساوة بطريقة الامتزاز الشاردي:</u>**

تعتمد هذه الطريقة على استبدال شوارد الصوديوم أو الهيدروجين بشوارد الكالسيوم أو المغنيزيوم في الماء القاسي، وذلك باستخدام اسطوانات تحوي مبادلات شاردية مثل الزيوليت وهي حبيبات صلبة يرتبط شوارد الصوديوم بسطحها. يدخل الماء القاسي الغني بشوارد الكالسيوم من طرف الاسطوانة ويمر على حبيبات الزيوليت فيحصل تبادل الشوارد فتتحرر شوارد الصوديوم من حبيبات الزيوليت وتحل محلها شوارد الكالسيوم ويُعبر عن ذلك بالمعادلة التالية:

$$\overset{Na+}{Z_{Na+}} + Ca^{+2} \rightarrow Z^{Ca+2} + 2\,Na^{+}$$



تقل فعالية المبادل الشاردي مع الاستعمال عندما يتم استبدال معظم شوارد الكالسيوم بشوارد الصوديوم، لذلك يجب إعادة تنشيط الزيوليت باستعمال محاليل غنية بشوارد الصوديوم (أو الهيدروجين) كي تحل محل الكالسيوم المرتبطة به.

- **<u>إزالة القساوة بالتقطير:</u>**

تعتمد هذه الطريقة على تحويل الماء إلى بخار بالتسخين، فيتبخر الماء وحده وتبقى الأملاح في الوعاء، ثم يُكثف البخار بتبريده فيتحول إلى ماء نقي جداً تقترب قساوته من الصفر. لكن هذه الطريقة مكلفة جداً لأنها تستهلك قدراً كبيراً من الطاقة لتسخين الماء نظراً لارتفاع الحرارة النوعية للماء.

3-7 الإماهة:

هي عملية يتم خلالها ربط الماء كيميائياً. خلال عملية التصلب تلعب التفاعلات الكيميائية (الإماهة، الحلمهة) دوراً هاماً.

- **الحلمهة:**

تعبر الحلمهة عن تفاعل مادة كيميائية مع أيونات OH^- و H_3O^+ الموجودة في الماء. فإذا حُل مثلاً ملح AB لحمض قوي وأساس قوي بالماء فإنه يتشرد كلياً وتتشكل جنباً إلى جنب في الوسط المائي أيونات OH^- ، H_3O^+ ، B^- ، A^-. في هذه الحالة لا تحصل عملية حلمهة، لكن إذا حُل ملح لحمض قوي وأساس ضعيف أو لحمض ضعيف وأساس قوي فإن التفاعل يحصل مع تشكل الحمض أو الأساس السائد (حسب نوع الملح).

الحموض الضعيفة والأسس الضعيفة ضعيفة التشرد في الماء لذلك يحصل عدم توازن بين جذور OH^- و H_3O^+ وبالتالي تتغير درجة القلوية ويكون تفاعل المحلول إما حامضياً أو قلوياً. مثال على ذلك تفاعل سيليكات الكالسيوم Ca_2SiO_4 مع الماء:

$$Ca_2SiO_4 + 4H_2O \rightarrow 2Ca^{+2} + SiO_4^{-4} + H_2O \rightarrow 2Ca^{+2} + H_4SiO_4 + 4OH^-$$

حمض السيليس المتشكل حمض ضعيف جداً ويبقى بالتالي بشكل غير متشرد وهذا يؤدي إلى توفر فائض من أيونات OH^- في المحلول وبالتالي $pH >> 7$ ويكون المحلول قلوياً.

- **الإماهة:**

تعني عملية الإماهة تراكم جزيئات الماء على رابطة كيميائية وتشكل مركب ماءات مثلاً:

$$CaSO_4.0.5H_2O + 1.5\ H_2O \rightarrow CaSO_4.2H_2O$$

$$NaCO_3 + 10\ H_2O \rightarrow Na_2CO_3.10H_2O$$

في هذه الحالة فإن ارتباط الماء ضعيف.

أثناء إماهة الإسمنت تلعب إلى جانب عمليات الإماهة أيضاً عمليات الحلمهة دوراً هاماً. يُعبر عن العملية وبغض النظر عن كيفية التفاعل وشكل ارتباط الماء مع الإسمنت بعملية إماهة. أثناء الإماهة يحصل انكماش (تغير الحجم) حيث تكون حجوم المواد الداخلة في الإماهة أكبر من حجم ناتج الإماهة: $V_C + V_W > V_{Hydrates}$

مثال:

قبل الإماهة:

100 g Cement =32 cm^3 ($\rho = 3.1\ g / cm^3$)

40 g Water = 40 cm^3 ($\rho = 1.0\ g/cm^3$, W/C = 0.4)

الحجم قبل الإماهة= 32 + 40 72 cm^3

أثناء الإماهة:

W/C= 0.24 =24 cm^3 ، الماء المتفاعل (المرتبط)

40 – 24 =16 cm^3 : الماء غير المرتبط (ماء الجل)

32 + 24=56 = حجم الحجر الإسمنتي خال من المسامات (نظرياً)

50 cm^3 = حجم الحجر الإسمنتي خال من المسامات (عملياً)

6cm^3= حجم الانكماش

بعد الإماهة:

50 cm^3 = الكتلة الصلبة بدون مسامات

22 cm^3= حجم المسامات

حجم المسامات مكون من: 16 cm^3 ماء جل، و 6 cm^3 حجم مسامات الانكماش.

- **درجة الإماهة:**

تعبر درجة الإماهة (α_h) عن كمية الماء المرتبط خلال عملية تصلب الإسمنت أو البيتون.

- تحديد الإسمنت غير المميه (غير المتفاعل):

$$\alpha_h = (m_{c.0} - m_{c.t})/ m_{c.0}$$

$m_{c.0}$: كمية الإسمنت غير المميه عند الزمن t= o

$m_{c.t}$: كمية الإسمنت غير المميه عند الزمن t

- تحديد الماء المرتبط α_h:

$$\alpha_h = m_{w.t} / m_{w.max}$$

$m_{w.t}$: كمية الماء المرتبط مع كمية محددة من الإسمنت بعد زمن إماهة t

$m_{w.max}$: كمية الماء المرتبط مع كمية محددة من الإسمنت عند إماهة كاملة

- تحديد الانكماش:

$$\alpha_h = V_{s.t} / V_{s.max}$$

$V_{s.t}$: حجم الانكماش لخليط اسمنت / ماء معروف عند زمن إماهة t

$V_{s.max}$: حجم الانكماش لنفس خليط اسمنت / ماء عند إماهة كاملة

يمكن عزل الماء غير المرتبط (إيقاف عملية الإماهة) بالوسائل التالية:

١- عملية تجفيف (يتم أيضاً فصل الماء المرتبط بشكل ضعيف).

٢- معالجة العينة المطحونة بالايزوبروبانول Isopropanol ومن ثم بالاسيتون.

- **حرارة الإماهة:**

عموماً تترافق إماهة الأملاح في الماء بأخذ أو نشر الحرارة (حرارة الانحلال أو الانتالبية). إن عمليات تصلب المواد الرابطة هي تفاعلات ناشرة للحرارة. تلعب حرارة الإماهة دوراً مهماً أثناء تصلب البيتون المصمت أو صب البيتون في ظروف درجات حرارة عالية أو منخفضة.