



برنامج إدارة مياه الشرب و الصرف الصحي
Water and Wastewater Management Program

gtz



Since the 1st of January 2011
giz Deutsche Gesellschaft
für Internationale
Zusammenarbeit (GIZ) GmbH

الصفات الطبيعية والكيميائية للمركبات الغير
عضوية للمياه

Natural & Chemical Characteristics of
Inorganic Compounds in Water

November 2008

الصفات الطبيعية و الكيميائية للمركبات الغير عضوية للمياه

Natural & Chemical Characteristics of Inorganic Compounds in Water

د / جميله حسين على

November 2008

Deutsche Gesellschaft für Technische
Zusammenarbeit - GTZ
Water and Wastewater Management
Programme
GTZ Project No. 06.2006.3

المحتويات

صفحة

١

الباب الأول
كيمياء المياه

١٥

الباب الثاني
تلوث الماء

٢١

الباب الثالث
تقدير مكونات الشبة و حبيبات الرمل

٢٥

الباب الرابع
طرق التحاليل الكيميائية للمركبات
الغير عضوية

٣١

الباب الخامس
الصفات التحليلية للمياه

الفصل الأول

كيمياء المياه

الفصل الأول

كيمياء المياه

General Water Chemistry

الماء هو أكثر المواد وجوداً على الأرض، حيث يغطي أكثر من ثلاثة أرباع الكرة الأرضية . فالماء يملأ المحيطات والبحار والأنهار، ويوجد في الهواء، حتى باطن الأرض به ماء. وبدون الماء لا توجد حياة؛ فالماء يخل في تركيب كل كائن حي، فيزن ما يقرب من ثلثي جسم الإنسان.

والإنسان يعتمد على الماء في حياته كلها، في مشربه، ومطعمه، ونظافته، وري زرعته، واستصلاح أراضيه، وإدارة مصانع، وتوليد الطاقة. وتزداد حاجة الإنسان إلى الماء كل يوم، فكل عام يزداد التعداد، وتزداد معه الحاجة للماء.

ويعتقد العلماء أن كمية الماء الموجودة الآن على سطح الكرة الأرضية، هي الكمية نفسها التي وجدت منذ نشأة الأرض. فقد بدأ الماء على هيئة أبخرة، تصاعدت من الأرض أثناء تكوين قشرتها الصلبة. وحينما أخذت حرارة سطح الأرض في الانخفاض التدريجي، بدأت تلك الأبخرة في التكثف، ثم سالت أمطاراً غزيرة لمئات من السنين. وقد أدى سقوط الأمطار إلى تكون الأنهار والبحيرات الواسعة، التي سرعان ما اتحدت مع بعضها، مكونة المحيطات.

صور وجود الماء على الأرض

يشكل ماء المحيطات حوالي 97% من حجم الماء الموجود على سطح الأرض، إلا أن هذا الماء مالح ولا يصلح للاستخدام الآدمي، من شرب، أو زراعة، ونحو ذلك، نتيجة ذوبان العديد

من الأملاح فيه. أمّا كمية الماء العذب الصالحة للاستهلاك الآدمي، فلا تتجاوز 0.3% من الماء الموجود في الكرة الأرضية. ويتضمن هذا الماء، ماء البحيرات ، والأنهار، والمياه الجوفية الموجودة في أقل من نصف ميل عمق. ويدخل في هذا، حساب كمية الماء العذب الموجود على هيئة بخار ماء في الغلاف الجوي، الذي سوف يتحول في النهاية إلى أمطار، والرطوبة الموجودة في تربة الأرض السطحية.

خصائص المياه

تنقسم خصائص المياه إلى:

- 1- خصائص طبيعية
- 2- خصائص كيميائية
- 3- خصائص بيولوجية

1- الخصائص الطبيعية

1 1 درجة الحرارة:

تؤثر درجة الحرارة على عمليات معالجة المياه , فهي تساعد على سرعة ذوبان الكيماويات المضافة وسرعة ترسب الجسيمات الدقيقة

1-2- العكارة:

قد تكون مواد عضوية مثل الطحالب ومواد غير عضوية مثل الطمي والرمال. وتكون العكارة في المياه السطحية أكثر منها في المياه الجوفية نظراً لأن الأخيرة تتعرض للترشيح خلال مرورها في طبقات التربة المختلفة.

1-3- اللون:

يحدث تلوث الماء فى المسطح المائى نتيجة لتحلل المواد العضوية أو وجود مواد غير عضوية كالحديد والمنجنيز , ويعتبر تلون الماء من أكثر الدلالات على عدم صلاحيته للأستهلاك الآدمى ومعظم الاستخدامات الصناعية.

1-4- الطعم:

يكون للماء أحياناً طعم غير مستساغ , وذلك نتيجة وجود طحالب ومواد عضوية متعفنة , أو نتيجة اختلاطه بمياه الصرف أو المخلفات الصناعية قبل معالجته.

1-5- الرائحة:

يرتبط وجود طعم غير مستساغ فى الماء مع وجود رائحة كريهة فى نفس الوقت , إذ أن الرائحة ناتجة فى معظم الأحوال من مسببات الطعم الكريه.

2 - الخصائص الكيماوية**2-1- الأس الهيدروجينى:**

وهو ما يرمز له بالرمز pH وهو ما يعبر عن الحالة الحمضية أو القلوية للماء. وهو يبدأ من الصفر إلى رقم 14, والرقم 7 يدل على التعادل النقى, وإذا قل الرقم عن 7 يدل ذلك على حمضية الماء. فحينما تذوب أى مادة , فحينما تذوب أى مادة فى المياه يتأين المحلول إلى أيونات الهيدروجين H^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^- . ويكون الماء حمضى إذا كانت الأيونات

H^+ أكثر من أيونات OH^- وقلوى إذا حدث العكس. ويكون المحلول متعادلاً إذا تساوى تركيز H^+ و OH^- . وفي حالة المياه النقية يكون:

$$H^+ = 10^{-7}$$

وبالتالى:

$$pH = \log H^+ = -\log 10^{-7} = 7$$

2-2- الحموضة:

تكون المياه حمضية إذا كان الأس الهيدروجيني pH أقل من 7. ومن أسباب حمضية الماء وجود ثانى أكسيد الكربون الذائب أو بعض الأحماض العضوية الناتجة من تحلل البقايا النباتية كما أن تصريف المخلفات الصناعية التى تحتوى على أحماض فى المسطحات المائية يزيد من درجة حمضية المياه. وبالإضافة لما تسببه المياه الحامضية من تآكل وصدأ المواسير الحديدية فإنها تذيب بعض المواد الضارة بالصحة مثل النحاس والرصاص والزنك.

2-3- القلوية:

ترجع قلوية المياه نتيجة لوجود هيدروكسيدات - كربونات - بيكربونات (OH^- , HCO_3^- , CO_3^{2-}) بعض عناصر الفلزات النشطة مثل الصوديوم والكالسيوم والماغنسيوم والبوتاسيوم. وارتفاع قلوية المياه يؤدي إلى تزايد التكاثف البيولوجى . وليست هناك أضرار من المياه المحتوية على قلوية حتى 400 ملليجرام/لتر.

2-4- العسر:

وهو عبارة عن وجود مقادير ملحوظة من أملاح الفلزات التى لا تذوب فى الماء مثل الكالسيوم والماغنسيوم. ووجودها فى الماء يزيد من الأس الهيدروجيني للماء . والعسر يسبب

قشوراً داخل المواسير والعدادات وأجهزة تسخين المياه . كما أنه يكسب الماء طعماً غير مستساغ ويصعب معه استخدام الصابون.

2-5- الأكسجين الذائب:

يتواجد الأكسجين ذائباً في المياه العذبة بصفة دائمة نتيجة للتهوية الطبيعية، وتزداد نسبة الأكسجين الذائب في المياه الباردة عنها في المياه الساخنة، ويؤدي وجود الطحالب في الماء إلى إنتاج الأكسجين نهاراً فيزداد منسوب الأكسجين الذائب في الماء وفي الليل تستنفذ الطحالب كمية من الأكسجين فينخفض منسوب الأكسجين الذائب في الماء. وتساعد زيادة نسبة الأكسجين الذائب في الماء على حدوث التآكل في السطوح المعدنية الملامسة لها كمواسير المياه.

2-6- المواد الذائبة:

عند مرور المياه السطحية أو الجوفية على أنواع من التربة أو الصخور فإنها تذيب بعضاً من هذه المواد الصلبة وتختلط بالماء . وهناك حد أقصى مسموح به للمواد الصلبة الذائبة في الماء حتى لا تسبب مشاكل صحية أو تكسب الماء طعماً ورائحة غير مقبولين . وتكون بعض المواد الذائبة ضارة بصحة الإنسان، لذلك من الضروري إعطاء عناية للتخلص منها أثناء عمليات المعالجة.

2-7- المواد العضوية

وتأتى نتيجة للتلوث بالمخلفات السائلة والزراعية والمجارى وهناك أنواع جديدة وكثيرة من المواد العضوية غير معروف تأثيرها على المدى الطويل إلا أن بعض هذه المواد مسببة للسرطان والبعض الآخر يغير في أساس تكون الخلايا.

تركيب الماء وخصائصه الكيميائية

لا يُعدّ الماء، فقط، أكثر المواد وجوداً على الأرض، بل يُعدّ، كذلك، أكثرها غرابة، إذ لا تستطيع مادة على سطح الأرض، أن تحل محل الماء أو تقوم بدوره، كما لا توجد أي مادة معروفة، حتى الآن، لها خصائص مشابهة للماء. فالماء هو استثناء لكثير من قوانين الطبيعة، وذلك لخصائصه الفريدة .

ويتكون الماء من أجسام متناهية الصغر، تسمى "جزيئات". وقطرة الماء الواحدة تحتوي على الملايين من هذه الجزيئات. وكل جزيء، من هذه الجزيئات يتكون من أجسام أصغر، تسمى "ذرات" . ويحتوي جزيء الماء الواحد على ثلاثة ذرات مرتبطة ببعضها، ذرتي هيدروجين وذرة أكسجين.

والهيدروجين، هو أخف عناصر الكون، وأكثرها وجوداً به، حيث تصل نسبته إلى أكثر من 90%، وهو غاز قابل للاشتعال . والرقم الذري للهيدروجين هو 1، ووزنه الذري 1.008، كما يوجد الهيدروجين، كذلك، في الفراغ الفسيح بين المجرات والنجوم، بنسبة ضئيلة.

أمّا عنصر الأكسجين فهو ثالث أكثر العناصر وجوداً في الكون، حيث يوجد بنسبة 0.05%، وهو غاز نشط يساعد على الاشتعال، ورقمه الذري 8، ووزنه 16. كما يُكوّن الأكسجين حوالي 20% من الهواء الجوى، وهو ضروري لتنفس الكائنات الحية، ويدخل في التركيب العضوي لجميع الأحياء، مع الهيدروجين والكربون. وعلى الرغم من أن الهيدروجين غاز مشتعل، والأكسجين غاز يساعد على الاشتعال، إلّا أنه عند اتحاد ذرتي هيدروجين مع ذرة أكسجين، ينتج الماء الذي يطفى النار.

والماء النقي لا يحتوي على الأكسجين والهيدروجين فقط، بل يحتوي على مواد أخرى ذائبة، ولكن بنسب صغيرة جداً. لذا، فإنه يمكن القول بأن الماء يحتوي على عديد من العناصر الذائبة، إلّا أن أغلب عنصرين فيه، هما الهيدروجين والأكسجين.

والماء في صورته النقية سائل عديم اللون والرائحة، يستوي في ذلك الماء المالح والماء العذب. إلا أن طعم الماء يختلف في الماء العذب، عنه في الماء المالح. فبينما يكون الماء العذب عديم الطعم، فإن الماء المالح يكتسب طعماً مالحاً؛ نتيجة ذوبان عديد من الأملاح به.

كيف يمكن للماء التماسك كمادة

يرتبط الهيدروجين بالأكسجين داخل جزيء الماء برابطة تساهمية (Covalent Bond) فكل ذرة هيدروجين، تحتاج إلى إلكترون إضافي في مدارها الخارجي، لتصبح ثابتة كيميائياً. وكل ذرة أكسجين تحتاج إلى إلكترونين إضافيين في مدارها الخارجي، لتصبح ثابتة كيميائياً. لذا فإننا نجد في جزيء الماء ذرتين من الهيدروجين، تشارك كل واحدة بالإلكترونات مع ذرة الأكسجين، ليصبح في المدار الخارجي لذرة الأكسجين 8 إلكترونات، وبذلك يكون مكتملاً، وفي حالة ثبات كيميائي. وفي الوقت نفسه، تشارك ذرة الأكسجين بالإلكترونات من مدارها الخارجي، مع كل ذرة هيدروجين، لإكمال المدار الخارجي لذرة الهيدروجين، ليصبح إلكترونين، وفي حالة ثبات كيميائي. ويسمى هذا النوع من الروابط "بالرابطة التساهمية (Covalent Bond)، حيث تشارك فيه كل ذرة بجزء منها مع ذرة أخرى، لتكون جزيئاً قوياً للغاية يصعب تحلله.

ويتجاذب كل جزيء ماء بالجزيئات المجاورة له، من خلال تجاذب كهربائي، ناتج عن اختلاف الشحنات الكهربائية، فذرتا الهيدروجين تلتقيان مع ذرة الأكسجين في نقطتين، بزاوية مقدارها 105 درجة، في شكل هندسي غريب، بما ينتج عنه توزيع الشحنات الكهربائية، بشكل يشبه قطبي المغناطيس. فطرف ذرة الأكسجين يمثل شحنة سالبة، وطرفا ذرتي الهيدروجين يمثلان شحنة موجبة. ونتيجة لهذا الاختلاف في الشحنات الكهربائية، تتجاذب كل ذرة هيدروجين في جزيء الماء، مع ذرة أكسجين في الجزيء المجاور، بنوع من التجاذب الكهربائي، يطلق عليه "الروابط الهيدروجينية (Hydrogen Bond). وتعد الروابط التساهمية والهيدروجينية بين

جزيئات الماء، مسؤولة عن الخواص الفريدة للماء، مثل: ارتفاع درجة الحرارة النوعية، والحرارة الكامنة للانصهار، والتبخر. كما أنها مسؤولة عن صفات التوتر السطحي واللزوجة. وجزيئات الماء في حركة دائمة، وتعتمد الحالة التي يكون عليها الماء (غازية أو سائلة أو صلبة) على سرعة حركة هذه الجزيئات. فعند انخفاض درجة الحرارة، إلى درجة تساوى أو تقل عن الصفر المئوي، تفقد جزيئات الماء طاقتها، وتقل حركتها، ويزيد ترابطها بالروابط الهيدروجينية، بما يزيد من الفراغات بين جزيئات الماء. ويرتبط كل جزيء ماء في هذه الحالة، بأربعة جزيئات مجاورة بروابط هيدروجينية في شكل ثلاثي الأبعاد، كما في حالة الجليد. ومعظم المواد تنكمش بالبرودة، إلا أن الماء حينما يبرد، ينكمش حتى يصل إلى 4 درجات مئوية، ثم يبدأ بعدها في التمدد بزيادة انخفاض درجة الحرارة، ويُعد الماء مثلاً للخروج على القاعدة العامة في العلاقة بين درجة الحرارة والكثافة.

فعند انخفاض درجة الحرارة إلى ما تحت الصفر المئوي، يتحول الماء إلى ثلج، ويقل عدد جزيئات الماء المترابطة، ويزيد الفراغ بينها -مقارنة بمثيلتها الموجودة في الحجم نفسه من الماء- فتتدد في الحجم وتقل كثافتها، وتطفو على هيئة قشرة الجليد فوق سطح الماء، ومع انخفاض درجة حرارة الجو، تتجمد طبقات الماء العليا فقط، وتقل كثافتها وتتمدد، فتطفو على سطح الماء، وتعزل بقية الماء تحتها عن برودة الجو فيبقى سائلاً ويسمح باستمرار الحياة. وبازدياد درجة الحرارة (أعلى من الصفر المئوي)، تكتسب جزيئات الماء قدراً أعلى من الطاقة، وتزداد حركتها، وتتقارب المسافات بينها، ويتحول الماء إلى صورته السائلة.

ومع ازدياد ارتفاع درجة الحرارة، يزداد قدر الطاقة الذي تكتسبه جزيئات الماء، وتزداد حركتها، وتتباعد المسافات بينها، وتتحول إلى الحالة الغازية، حيث يوجد جزيء الماء في أغلب الأحوال بصورته المنفردة. وتبلغ أقصى درجة لتحول الماء إلى بخار ماء، عند وصوله إلى 100°م، وهي درجة غليان الماء. إلا أن هذا لا يمنع من تحول الماء في درجات الحرارة

العادية إلى بخار ماء بفعل الطاقة المكتسبة من الشمس، وإن كان بدرجة أقل من تلك التي تحدث عند درجة الغليان.

التوتر السطحي واللزوجة

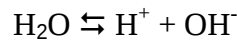
يُعرّف التوتر السطحي (Surface Tension)، على أنه "تماسك السطح الحر للسائل، لشغل أقل مساحة ممكنة"، أما اللزوجة (Viscosity)، فهي "مقاومة السائل للحركة". وتتسبب الرابطة الهيدروجينية، في جعل قوة التوتر السطحي للماء ولزوجته، مناسبتين لاستمرار الحياة، فنجد الماء يساعد من خلال هاتين الخاصيتين، على تماسك مواد الخلية، مع توصيل الماء والغذاء لجميع أجزاء الجسم، ويتساوى في ذلك النبات والحيوان . كما تساعد اللزوجة والتوتر السطحي، كذلك، في إبطاء فقدان الماء من أوراق الرئات عن طريق الثغور. كما تعمل هاتان الخاصيتان على طفو المراكب والسفن والبواخر، على سطح الماء، دون الغوص فيه، نتيجة الأحمال الثقيلة.

المقاومة للتحلل

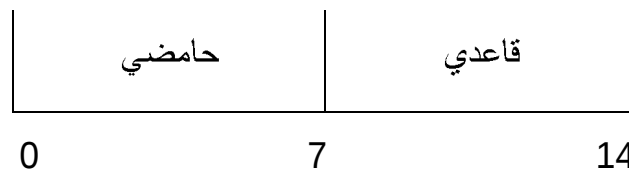
نظراً إلى وجود الرابطة التساهمية داخل جزيء الماء، وترتيب ذراته المرتبطة بعضها ببعض، بشكل هندسي مائل، فإنه من الصعب تحلل جزيئات الماء، إلى عناصرها الأولية، تحت الظروف الطبيعية. إلا أنه تحت ظروف خاصة، يتحلل الماء بنسبة قليلة (11%)، إلى عنصريه: الهيدروجين والأكسجين، في ظل درجة حرارة 2700°م.

التأين والأس الهيدروجيني (pH)

تعرف عملية التأين بأنها: "عملية تحول جزيئات مركب ما، إلى أيونات". وبالنسبة إلى الماء، فإن معدل تأينه يُعدّ ضعيفاً جداً، إذا ما قورن بمعدلات التأين في المركبات الأخرى. إلا أنه قد يحدث تحلل لبعض جزيئات الماء، إلى أيوني الهيدروجين الموجب (H^+) والهيدروكسيل السالب (OH^-). وقد وجد أن زيادة تركيز أيون الهيدروجين، تعني زيادة الحموضة لهذا السائل، في حين تعني الزيادة في تركيز أيون الهيدروكسيل، زيادة القلوية. وفي حالة الماء النقي، يكون عدد أيونات الهيدروجين، مساوياً لعدد أيونات الهيدروكسيل، أي أنه متعادل.



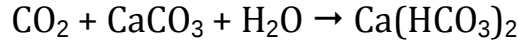
وتُقاس الحموضة (تركيز أيونات الهيدروجين) في المواد المختلفة، عن طريق مقياس الأس الهيدروجيني (pH Scale) يتراوح مقياس الأس الهيدروجيني بين صفر و14. فالمواد المتعادلة الحموضة، مثل الماء النقي، قيمة الأس الهيدروجيني لها = 7. أما الأحماض، فإن قيمة الأس الهيدروجيني لها تراوح بين صفر و6.9. أما المواد القاعدية، فإن قيمة الأس الهيدروجيني لها تراوح بين 7 و14.



كذلك، قد تكون مياه الأمطار حمضية بعض الشيء (حوالي 6)؛ نتيجة ذوبان ثاني أكسيد الكربون في قطرات المطر، إلا أن ذوبان بعض أكاسيد الغازات الأخرى الملوثة للجو في مياه الأمطار، قد تسبب زيادة الحموضة في مياه الأمطار، كما هو حادث في الأمطار الحمضية والتي تؤدي بدورها إلى زيادة ذوبان أملاح الكالسيوم الموجودة بالتربة.

قلوية الماء Water Alkalinity

هى قدرة المياه على معادلة الحموضة. وتعزى قلوية المياه الطبيعية إلى أملاح الأحماض الضعيفة وتمثل البيكربونات Bicarbonate الغالبة العظمى المكونة للقلوية نتيجة تفاعل ثانى أكسيد الكربون مع المواد القاعدية Basic Materials الموجودة فى التربة. وفى بعض الأحيان وتحت ظروف معينة تحتوى المياه الطبيعية على كميات محسوسة من أملاح الكربونات والهيدروكسي. وعلى ذلك فإن قلوية المياه الطبيعية ترجع أساساً إلى أملاح الكربونات والبيكربونات والهيدروكسيد.



كما أن ذوبان غاز ثانى أكسيد الكربون فى الماء يؤدى إلى تكوين أملاح الكربونات والبيكربونات، بالإضافة إلى أن تكون حمض الكربونيك فى الماء يعتمد على الأس الهيدروجينى للماء. هذا ويؤدى تكوين حمض الكربونيك فى الماء إلى تآكل أسطح المعادن وأسطح الكونكريت وذلك نتيجة لتكوين البيكربونات الذائبة. وتسمى قابلية بربونات الكالسيوم وثانى أكسيد الكربون على تآكل أسطح المعادن Aggressive Carbonic acid. كما أن قلوية المياه التى ترجع إلى زيادة تركيز أيونات الكربونات تؤدى إلى تحويل الماء إلى ماء عسر الذى يؤدى بدوره إلى ترسيب كربونات الكالسيوم وتكوين قشور من أملاح الكالسيوم Scaling.

الماء مذيب Water as a Solvent

يُعدّ الماء أقرب من أي مركب غيره يطلق عليه وصف "المذيب العام"، ذلك أن أغلب المواد تذوب في الماء، ولكن بدرجات متفاوتة. وترجع سبب قوة إذابة الماء للمواد الأخرى، إلى قطبية جزيئات الماء الناتجة عن الشكل الهندسي المائل للروابط التساهمية. فكثير من ذرات المواد الذائبة، ترتبط بعضها ببعض، من خلال قوى جذب إلكتروستاتيكي بسيط، ناتجة عن احتوائها على شحنات مختلفة. وهذه الأنواع من الروابط تُعدّ أضعف بكثير من الروابط التساهمية الموجودة داخل جزيء الماء، والروابط الهيدروجينية بين جزيئات الماء. ونتيجة لوجود ذرات تلك المواد في الماء، فإنها تحاط بجزيئات الماء، وتعزلها فيزيقياً بعضها عن بعض، وتتأين وتصبح ذائبة في الماء. وعلى الجانب الآخر، يظل الماء محتفظاً بتركيبه الأساسي، بسبب قوة الروابط التساهمية والهيدروجينية.

لذا، تُعدّ مقدرة الماء على إذابة العديد من المواد العضوية وغير العضوية، من دون التفاعل معها، أو تغيير خصائصه الكيميائية الأساسية، من الخصائص الفريدة التي يتميز بها الماء. وهذا على عكس المذيبات العضوية (Organic Solvents)، التي لا تقدر على إذابة أي مادة، دون التفاعل معها.

فعلى سبيل المثال، يذوب السكر في الماء عن طريق تداخل جزيئات الماء داخل جزيئات السكر، حيث تقوم بعزلها فيزيائياً، والاحتفاظ بها داخل الفراغات الموجودة بين جزيئات الماء (Inter Molecular Space)، وبالتالي يذوب السكر عن طريق انتشار جزيئاته بين جزيئات الماء دون التفاعل معها. وهذا الذوبان هو عكس ذوبان ملح الطعام (كلوريد الصوديوم) في الماء، حيث تتم الإذابة عن طريق تأين (Ionization) كلوريد الصوديوم، إلى أيونات الكلوريد السالبة وأيونات الصوديوم الموجبة.

ولهذا السبب، نجد أن محلول السكر في الماء المقطر، يكون غير قابل للتوصيل الكهربائي (Electrical Conductivity) نتيجة عدم تكون أيونات حرة من عملية الذوبان الفيزيائي

للسكر، حيث تعمل هذه الأيونات الحرة (Free Ions) على حمل إلكترونات التيار الكهربائي في الماء. فيما يكون محلول الملح (كلوريد الصوديوم)، الذائب في الماء المقطر، موصلاً جيداً للكهرباء، نتيجة ازدياد أيونات الكلوريد وأيونات الصوديوم اللازمة لحمل إلكترونات التيار الكهربائي في الماء. وكلما ازداد تركيز هذه الأيونات، ازدادت مقدرة هذا المحلول على التوصيل الكهربائي (Electrical Conductivity).

ولصفة الإذابة هذه أهمية خاصة في تغذية الكائنات الحية، وذلك لأن تغذية الكائنات الحية واستفادتها من الغذاء، تعتمد بصورة رئيسية، على إذابة المواد الغذائية في الماء، سواء تم ذلك قبل امتصاص المواد الغذائية، أو بعد امتصاصها وانتقالها في جسم الكائن الحي.

الفصل الثانى

تلوث الماء

الفصل الثاني

تلوث المياه Water Pollution

بالرغم من أن التكنولوجيا الحديثة تنتج للإنسان المزيد من الطعام فإنها تنتج كميات كبيرة من النفايات التي يصعب التخلص منها أحياناً. وقد تكون مضرّة أحياناً بالإنسان، الحيوان والنبات. إن البلاد المتطورة (مثل أمريكا، ودول غرب أوروبا) فيها مصانع متطورة أكثر، وبالتالي تكون نسبة النفايات أعلى من الدول النامية. تراكم هذه النفايات بسبب مصدراً لتلوث البيئة وإفسادها. ولحسن الحظ بدأت دول عديدة بإدراك ذلك وإتخاذ الإجراءات للحد من التلوث.

يشكل تلوث البحار والأنهر خطراً آخر على البيئة. إن الإنسان بحاجة للماء النقي حسب مقاييس معينة، كذلك تعيش الكائنات الحية في البحار بمياة لا تسبب لها الضرر. من المواد التي تسبب تلوث مياه الأنهر والبحار : مواد التنظيف الكيماوية، النفايات السامة من المصانع، مبيدات الحشرات والأعشاب، مياه المجاري المفتوحة . يؤدي تلوث المياه في المناطق الزراعية الى موت النباتات، في معظم الأحيان بسبب إستعمال المبيدات الحشرية المؤذية جداً للمزروعات.

تصنيف المواد الملوثة حسب تأثيرها على جودة المياه:

- 1- مسببات أمراض (جراثيم وفيروسات).
- 2- مواد عضوية مذابة.
- 3- مواد غير عضوية مذابة، تضم المواد التي تحتوي على عناصر فلزية ثقيلة وسامة.
- 4- مواد تسبب إستهلاك زائد للأكسجين، مثل الطحالب، جراثيم ونباتات.
- 5- مواد صلبة متحركة.
- 6- مواد مشعة تلقائياً مذابة.

ملوثات الماء الرئيسية Causes of Water Pollution

أ. المجاري البيئية والصناعية:

أدت عمليات التصنيع والتمدد إلى ارتفاع حاد في كمية المجاري، والتي تحتوي على مواد صناعية غير قابلة للتحليل البيولوجي، كمواضع التنظيف الصلبة والمعقدة.

ب. الأسمدة:

الأسمدة المهمة جداً هي أملاح النيتروجين والفوسفور، التي تلزم لمعظم النباتات وبكميات كبيرة. تسمى هذه الأملاح "بالأملاح المغذية". هذه المغذيات النباتية تستطيع تنشيط نمو النباتات المائية، ولكن تؤثر سلباً على استعمال الماء عندما تتحلل هذه النباتات تستنفذ الأكسجين المذاب في الماء وتعطي روائح كريهة.

ج. المبيدات:

المبيدات هي مواد سامة، تستخدم لمكافحة الكائنات الحية التي تضر بالإنسان ومحاصيله. إن خطر تلوث البيئة من المبيدات نشط فقط بعد الحرب العالمية الثانية، وذلك نتيجة لتطور مبيدات صناعية ثابتة جداً، تستطيع البقاء سنوات عديدة دون أن تتحلل.

د. التلوث الجرثومي والفيروسي:

الماء كمصدر للتلوث بأمراض الأمعاء المعدية كمرض التيفوس والكوليرا.

هـ. التلوث بواسطة النفط:

النفط هو الملوث الأساسي للبحار. الأضرار التي قد يسببها النفط هي عن طريق الحوادث. عند تحطم ناقلة تحتوي على نفط وتنتسرب حمولتها إلى البحر، يحاول المسؤولون تنظيف مخلفاتها بواسطة رش كميات ضخمة من المنظفات الكيماوية على

النفط التي تذيبه. وبذلك يتم إلحاق الضرر بالنباتات والحيوانات في البحار وعلى الشواطئ. وقد تصاب أيضاً طيور برية وتموت جوعاً أو غرقاً.

مصدر آخر لتلوث البحر بالنفط هو سكب نفط مخلوط بالماء من ناقلات النفط التي ترسو في الموانئ، حيث يتجمع على الشواطئ بقايا من النفط على شكل فتات من الزيت.

و. التلوث الحراري:

تشع محطات الطاقة حوالي 60% من الطاقة التي تنتجها على شكل حرارة. لذلك تحتاج الى كميات هائلة من الماء للتبريد، لمنع ارتفاع درجة حرارة المحركات وشبكة الأنابيب. هذه المياه تضخ من البحر، وترجع اليه ثانية بدرجات حرارة مرتفعة أكثر 10-12°م. ارتفاع درجة حرارة الماء هذه يؤدي الى تقليل نسبة الأكسجين الذائب في الماء.

ز. التلوث الإشعاعي:

إستعمال المواد المشعة مثل اليورانيوم (U)، الثوريوم (Th) وعملية تنقيتهما، والمواد الناتجة من الأفران الذرية، ومن الإستعمالات الصناعية والصلبة للمواد المشعة.

ج. العناصر المعدنية/الغير المعدنية الموجودة في مياه الشرب

1. الرصاص:

إذا ارتفعت نسبة الرصاص عن 0.1 ملليجرام/لتر في مياه الشرب فإنه يؤدي إلى التسمم بالرصاص، التي تظهر أعراضه ببطء. حيث يبدأ الإنسان بالشعور بآلام شديدة في الجهاز الهضمي، وقد يرافقه قيء وإضطرابات عصبية، وقد يؤدي إلى حدوث شلل بالأطراف، وتشنجات عصبية شاملة. ويمكن أن يصاب الإنسان بالصرع وتصابه غيبوبة لأن الرصاص يؤثر على الجهاز العصبي المركزي. ومن أعراضه أيضاً ظهور خط أزرق مائل للسواد داخل أنسجة اللثة، ويقل عدد كريات الدم الحمراء (قلة في نسبة الهيموجلوبين) مما يؤدي إلى حدوث أنيميا. يتعرض الأطفال لتسمم الرصاص أكثر من الكبار. من مصادر التسمم أنابيب التوصيل المنزلية، ومن طلاء بعض الأواني الفخارية (السيراميك)، ويدخل في صناعة الوقود.

2. الفلور:

يستخدم في تنقية مياه الشرب، ويساعد في منع تسوس الأسنان. نسبة الفلور المثالية في الماء 1 ملليجرام/لتر، وإذا قلت نسبة الفلور عن 0.01 ملليجرام/لتر قد يؤدي ذلك إلى تسوس الأسنان. وإذا زادت النسبة عن 1.5 ملليجرام/لتر فإن ذلك يؤدي إلى ظهور بقع صفراء-بنية اللون ويُعرف هذا بمرض التفلور الأسناني. تنتشر هذه الظاهرة في المناطق التي تعتمد على المياه الجوفية العميقة كمصدر للشرب. إذا ارتفعت كمية الفلور كثيراً في الماء فإن ذلك يؤدي إلى تفتت الأسنان.

3. الزئبق:

تُعتبر المياه ملوثة بالزئبق إذا زاد تركيزه بها عن 0.02 ملليجرام/لتر. يحدث تسمم بالزئبق عندما تبلغ الكمية الكلية للزئبق في جسم الإنسان البالغ 0.08 ملليجرام/لتر. وقد أدى إلقاء فضلات الزئبق الصناعية الى المجمعات المائية الى تلويثها وتعرض الأسماك للخطر.

4. الكاديوم:

قد يتسرب الكاديوم الى المياه من المواسير المصنوعة من البلاستيك والفضلات الصناعية. عند زيادة كميته عن الحد المسموح به يؤثر على كمية الكالسيوم في الجسم فقد يُصاب الإنسان بلين العظام.

5. الزرنيخ:

تصل مركبات الزرنيخ الى المياه من المبيدات الحشرية أو من فضلات المصانع . ومركباته سامة جداً، وتسبب سرطان الكبد والرئة كما تؤدي الى الموت السريع.

6. مركبات السيانيد:

تؤدي هذه المركبات الى إبطاء عمليات الأكسدة في خلايا الج سم، فيحدث إختلال في العمليات الفسيولوجية ونقص شديد في كمية الأكسجين في الأنسجة مما يؤدي ذلك الى الموت السريع.

7. الحديد:

زيادة الحديد في الماء يؤدي الى عُسْر الهضم . كما يؤدي أكسيد الحديد والمنجنيز الى تلوين الماء باللون الأحمر والأسمر والبنّي مما يجعل الماء بعيداً عن إستعمالات الإنسان.

كما تؤدي الأمطار الحامضية إلى زيادة تركيز الحديد، النحاس، الكاديوم والرصاص في مياه الأنهار نتيجة زيادة ذوبانها في الوسط الحامضي. كما تعمل المياه الحامضية على تحرير الحديد من قاع البحيرات والأنهار ومن المواسير المعدنية.

8. الكلور:

يُستخدم لتعقيم المياه وقتل الميكروبات الضارة بالمياه والتي تُسبب بعض الأمراض. كما إن زيادته تؤدي إلى التسمم لأنه عنصر سام ، إذا ارتفعت كمية المواد العضوية بالماء نتيجة لتلوثها يحدث تفاعل بين الكلور وهذه المركبات العضوية مما يُسبب ظهور مركبات عضوية مكلورة ، وهذه المركبات تزيد من الإحتمالات للإصابة بالسرطان.

9. عسر الماء:

الماء العسر هو الماء الذي لا يرغو فيه صابون أو يرغو بصعوبة، حيث يحتوي على أملاح الكالسيوم، الماغنسيوم والصوديوم. وهو لا يُعتبر صالحاً للشرب عندما تصل نسبة الأملاح المُسببة للعسر من 200-300 ملليجرام/لتر. يوجد نوعان من العسر:

العسر المؤقت: هو الناتج من وجود أملاح بيكربونات الكالسيوم والمغنسيوم.

العسر الدائم : هو الناتج من وجود أملاح كبريتات وكلوريدات ونترات الكالسيوم، الماغنسيوم والصوديوم. يكون الماء قلوياً مما يجعله غير صالحاً للشرب .نسبة الكالسيوم والمغنسيوم العاليتين يضران بالجهاز العصبي في حالة شرب هذه المياه فترة طويلة فإن ذلك يؤدي إلى اضطرابات في الجهاز البولي، وإلى تكوين حصي في الكلى. كما يؤثر كبريتات الماغنسيوم على الجهاز الهضمي، ووجود أملاح الصوديوم بكميات كبيرة يؤثر على ارتفاع ضغط الدم.

الفصل الثالث

تقدير مكونات الشبة و حجم

حبيبات الرمل

الفصل الثالث

تقدير مكونات الشبة و حبيبات الرمل

Estimating the components of alum & the grains of sand

الخواص الطبيعية والكيميائية

- 1- لا تزيد نسبة المواد الغير قابلة للذوبان فى الماء عن 0.5%.
- 2- لا تقل نسبة أكسيد الألومنيوم عن 15.3%.
- 3- لا تزيد نسبة الحديد عن 0.9%.
- 4- لا يزيد الزرنيخ عن 50 جزء فى المليون.

طريقة الاختبار

1- طريقة تعيين المواد الغير قابلة للذوبان فى الماء.

- 1- يوزن حوالى 20 جم من العينة وتوضع فى كأس من الزجاج.
- 2- تذاب فى حوالى 200 مللى من الماء المقطر الساخن وتقلب لبضع دقائق.
- 3- ترشح خلال ورق الترشيح رقم 4 (السابق وزنها).
- 4- يجفف ورق الترشيح عند درجة حرارة 105°م إلى أن يثبت الوزن.
- 5- تحسب النسبة المئوية للمواد الغير قابلة للذوبان فى الماء وفقاً للمعادلة التالية:

$$\text{النسبة المئوية} = 100 \times \frac{\text{و}}{\text{و}}$$

حيث أن: و = الوزن المتبقى فى ورقة الترشيح

و = وزن العينة بالجرام

2- طريقة تعيين أكسيد الألومنيوم والحديد:

- 1- ينقل ناتج الترشيح من العملية السابقة بعد أن يبرد لدرجة حرارة الغرفة إلى قنينة فيلس سعتها 1 لتر ثم تكمل بالماء المقطر إلى العلامة.

- 2- يؤخذ 25 مللى من العينة وتوضع فى كأس من الزجاج سعة 400 مللى وتخفف بالماء المقطر ليصبح حجمها حوالى 200 مللى ثم يضاف اليه حوالى 5 جم من كلوريد النشادر.
- 3- يقلب المحلول جيداً حتى الإذابة وبعد ذلك يضاف 2 مللى من حمض الهيدروكلوريك المركز وأربع نقط من حمض النيتريك المركز ويغلى المحلول ببطء لبضع دقائق وذلك لأكسدة الحديد ثم يضاف نقطتان من دليل أحمر الميثيل.
- 4- يضاف محلول هيدروكسيد النشادر المخفف بنسبة 1:1 تدريجياً مع التقليب المستمر إلى أن يبدأ الراسب فى الظهور ويستمر فى إضافة النشادر نقطة نقطة حتى يظهر اللون الأصفر.
- 5- تغلى محتويات الكأس لمدة دقيقة واحدة يتحول خلالها اللون الأصفر إلى اللون الأحمر الوردى ويرشح المحلول فوراً بأستعمال ورق الترشيح من النوع سريع الترشيح (ورق واتمان رقم 41) مع مداومة غسل الراسب على ورق الترشيح بمحلول 2% من كلوريد النشادر الساخن إلى أن يتم التخلص تماماً من الكبريتات من ناتج الترشيح (يجب مراعاة عدم زيادة مدة الغلى أو التأخير فى بدء عملية الترشيح).
- 6- تجفف ورقة الترشيح بما عليها من راسب فى فرن درجة حرارته 100م° وتحرق بأستعمال اللهب العادى أولاً ثم تنقل بعد تمام حرق ورقة الترشيح إلى فرن درجة حرارته حوالى 1000م°. ثم تنقل البوتقة إلى المجفف حتى تبرد.
- 7- توزن البوتقة وتعاد إلى الفرن والمجفف مع تكرار العمليّة إلى أن يثبت الوزن.
- 8- تحسب النسبة المئوية لهذين الأكسيدين من العلاقة:

$$\text{النسبة المئوية} = 1 \times 100 / \text{و} 25 / 100 \times$$

حيث أن: و 1 = وزن الراسب المتكون

و = وزن العينة بالجرامات

3- طريقة تعيين أكسيد الحديد:

باستخدام طريقة (APHA) Phenanthroline Method.

- تؤخذ كمية مناسبة من الرمل وتُغسل جيداً بمحلول 1 عياري من حمض الهيدروكلوريك.
- يُغسل الرمل جيداً بالماء عدة مرات حتي يتم التخلص من جميع الشوائب ويصبح الماء رائقاً.
- يُجفف الرمل جيداً علي درجة 105°م.
- يتم اختيار مجموعة من المناخل (Sieves) علي أن يتراوح حجم فتحاتها (Pore size) ما بين 2مم إلي 0.8 مم، وتوضع فوق بعضها البعض بحيث يكون الأكبر لأعلي ثم الأصغر فالأصغر لأسفل علي جهاز هزاز الرمال.
- بعد تمام جفاف الرمل يُؤخذ وزن معلوم (حوالي 500 جم) ويُوضع في أول منخل (أعلي منخل في الجهاز) ثم يتم تشغيل الجهاز الهزاز فترة زمنية مناسبة (10-20 ق) حتي التأكد من مرور الرمل إلي جميع المناخل.
- يتم وزن كمية الرمل المحجوزة في كل منخل علي حدي، ويتم حساب وزن الرمل المحجوز في كل منخل كنسبة مئوية من الوزن الأولي للرمل.

الهاب الرابع
طرق التحاليل الكيميائية
للمركبات الغير عضوية

الفصل الرابع

طرق التحاليل الكيميائية للمركبات الغير عضوية

تتعرض المياه السطحية الي العديد من مصادر التلوث نتيجة الصرف الحي، والزراعي، والصناعي. مما يؤدي الي تغير في الخواص الطبيعية والكيميائية والبيولوجية للمياه، كما يؤدي الي اضافة عوامل غير مرغوب فيها بالنسبة للحياه البيولوجية الموجودة بها، وكذلك بالنسبة للمستفيدين من هذه المياه.

وهناك العديد من صور تلوث المياه، وكل له تأثير وأمكن تقسيم هذه الملوثات إلي:

- 1 - التلوث بالبكتيريا والفيروسات وغيرها من الكائنات المسببة للأمراض.
 - 2 - التلوث بالمواد العضوية القابلة للتحلل والتي تمتص الأكسجين من الماء.
- ويؤدي نقص الأكسجين المذاب في الماء إلي التحلل اللاهوائي للمواد العضوية والتي ينتج عنها تكوين الغازات الضارة مثل كبريتيد الهيدروجين وثاني أكسيد الكربون وغاز الميثان.
- ولقد أمكن تقسيم طرق الإختبار الكيميائية إلي:

- 1 - الطريقة الوزنية
- 2 - الطريقة الحجمية.
- 3 - الطريقة الفيزيوكيميائية.

أولاً الطريقة الوزنية: Gravimetric Method

وتعتمد هذه الطريقة علي تقدير وزن العينة. من أمثلة ذلك المواد الصلبة العالقة (TSS) شحومات وزيوت (Oil & Grease).

ثانياً الطريقة الحجمية: Volumetric Method

وتعتمد هذه الطريقة على تطبيق المعادلة التالية:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

حيث أن: V_1 = حجم المحلول معلوم التركيز

Volume of solution of known concentration

C_1 = تركيز المحلول

Concentration of known concentration

V_2 = حجم المحلول المراد تعيين تركيزه

Volume of solution of unknown concentration

C_2 = تركيز المحلول المجهول

Concentration of unknown concentration

ثالثاً الطريقة الفيزيوكيميائية: Physicochemical

وتعتمد فكرة استخدام الأجهزة التحليلية على الصفات الطبيعية والكيميائية للعنصر أو المركب.

وتنقسم هذه الطريقة إلى عدة أنواع تبعاً لنوع التفاعلات الكيميائية إلى:

1- تفاعلات كيميائية لها لون مميز وبذلك تستخدم أجهزة المطياف اللوني UV/Visible Spectrophotometer.

2- تفاعلات كيميائية ليس لها لون مميز وتستخدم أجهزة الامتصاص الذري Atomic Absorption

3- جهاز قياس العكارة Turbidimeter

4- تفاعلات تعتمد على استخدام أجهزة الكروماتوجراف Chromatographic Analysis

وتعتمد هذه الطريقة على فصل العينة إلى مكوناتها الأساسية باستخدام وسطين ثابت ووسط

متحرك ومن أمثلة الأجهزة المستخدمة هي جهاز الكروماتوجرافى الغازى Gas

Chromatography وجهاز الكروماتوجرافى السائل Liquid-Liquid

Chromatography وجهاز الأيون الكروماتوجرافى Ion Chromatography

طرق أخذ العينات

تختلف طرق جمع عينات المياه لفحصها كيميائياً وبكتريولوجياً تبعاً لنوع المصدر وتبعاً للصفة

التحليلية المراد تقديرها. وفى حالة سحب عدة عينات من مياه الشرب فى نفس الوقت ومن

نفس المصدر فإنه يبدأ أولاً بسحب العينات اللازمة للفحص البكتريولوجى، ويتناسب عدد

العينات المجمعة من مكان ما مع عدد السكان القاطنين لهذه المنطقة كما هو موضح بالجدول

التالى:

عدد السكان	الحد الأقصى للفترة بين عمليتي أخذ العينات	الحد الأدنى لعدد العينات لبمأخوذة من الشبكة
إلى حد 20000	شهر واحد	عينة واحدة لكل 5000 نسمة
من 20001-50000	أسبوعان	شهرياً
من 50001-100000	أربعة أيام	عينة واحدة لكل 10000
أكثر من 100000	يوميّاً	نسمة شهرياً

طرق أخذ العينات للفحص البكتريولوجي

تستخدم زجاجات سعة 300ملى أو أكثر مصنوعة من الزجاج المتعادل مغطاة بسدادة محكمة. وتعقم زجاجات تجميع عينات المياه داخل فرن تعقيم عند درجة حرارة 160°م لمدة ساعة أو داخل أوتوكلاف لمدة 20 دقيقة . يضاف محلول ثيوكبريتات الصوديوم (أو كريستالات) وذلك عند تجميع العينات التى تحتوى على كلور. عند تجميع عينة المياه يجب تنظيف وتعقيم مصدر المياه باستخدام قطنة مبللة بالكحول الهيثيلي ثم تحرق القطنة ويمرر اللهب حول مصدر العينة ثم تترك المياه جارية لمدة 2-3 دقائق ثم تملأ الزجاجاة بالعينة.

نقل العينات: تنقل العينة فوراً إلى المعمل داخل ثلاجة حفظ العينات ، وكذلك لابد من إجراء الفحص البكتريولوجى فى خلال ست ساعات من أخذ العينة.

طريقة اخذ العينات للتحليل الكيميائى

الاجهزة: زجاجات اخذ العينة سعة لتر واحد على الاقل مصنوعة من الزجاج المتعادل الشفاف تقريباً وذات غطاء زجاجى مسنفر.

الطريقة:

تغسل الزجاجاة ثلاث مرات على الاقل بمياة العينة قبل ملئها
نقل العينات: يجب ارسال العينة الى المختبر فوراً ولا يجوز بأى حال تاخير التحليل الكيميائى اكثر من 72 ساعة.

تقرير اخذ العينة: يجب ان يرفق تقرير اخذ العينة بجميع عينات المياه المطلوب فحصها بكتريولوجيا وتحليلها كيميائيا على ان يحتوى على التفاصيل الاتية:

- (أ) اسم وعنوان طالب الفحص
- (ب) اسم وعنوان المالك أو المسئول عن مورد المياه اذا كان غير الشخص المذكور فى (أ)
- (ج) سبب الفحص – روتينى او غير ذلك
- (د) مصدر العينة – من الانابيب او البئر او الينبوع او الوادى
- (هـ) مكان اخذ العينة بالضبط – اى عنوان الموقع
- (و) هل تم معالجة المياه باى طريقة او تم ترشيحها او تم كلورتها
- (ز) تاريخ وساعة اخذ العينة
- (ح) هل الصنبور متصل مباشرة بالشبكة الرئيسية او مركب على صهريج تخزين ؟

الفصل الخامس

الصفات التحليلية للمياه

الفصل الخامس

الصفات التحليلية للمياه

الصفات الطبيعية

1- درجة الحرارة

تؤثر درجة حرارة الماء بشكل كبير على قلوية المياه وعلى درجة التشبع والثبات لجزء كربونات الكالسيوم، هذا بالإضافة إلى تأثيرها على ذوبان الأملاح في الماء . كما أن لدرجة حرارة الماء تأثير كبير على جميع أطوار الأحياء المائية. وتقاس درجة حرارة الماء عادة باستخدام الترمومتر الزئبقي.

2- اللون

يرجع لون الماء إلى وجود بعض عناصر الفلزات وخاصة بعض المعادن الثقيلة مثل الحديد والمنجنيز، كما أن زيادة معدل نمو بعض الكائنات الدقيقة مثل الطحالب وبعض مخلفات المصانع السائلة يؤدي إلى التغير في لون الماء. ويقاس لون الماء عن طريق المقارنة البصرية بين عينة محضرة من محلول معلوم التركيز من مادتي الكوبالت والبلا تين وعينة الماء المراد معرفة درجة اللون به.

3- العكارة

تعتبر العكارة مؤشراً هاماً عند تحديد نوعية المياه سواء في المجال الصناعي أو الاستخدام الآدمي.

طريقة قياس العكارة (Dispersion Method)

يستخدم جهاز قياس العكارة (Turbidimeter)

الطريقة: ترج العينة بشدة وتترك حتى تختفى كل الفقائيع منها ثم تصب العينة في انبوبة جهاز تقدير العكارة و تقرأ درجة العكارة مباشرة من الجهاز.

4- الرائحة

من الصفات الأساسية للماء الصالح للشرب هو أن يكون عديم اللون والطعم والرائحة. ويعتمد تقدير الرائحة في الماء على حاسة الشم لدى الإنسان. حيث يتم تسخين مقدار معلوم من العينة وأستقبال الأبخرة المتصاعدة عند التسخين. ومن المواد التي تكسب الماء رائحة هو وجود بعض المبيدات الحشرية في الماء وبعض عناصر الفلزات.

5- الطعم

يعتمد قياس الطعم في الماء (مثل الرائحة) على حاسة الإنسان والتي يستطيع عن طريقها تمييز الطعم المالح من العذب أو الطعم الحار من الطعم المر.

6- التوصيل الكهربى

يعرف التوصيل الكهربى بأنه قدرة المحاليل على توصيل التيار الكهربى. وتعتمد هذه الصفة على وجود أيونات العديد من الفلزات واللافلزات بالإضافة إلى تركيز هذه الأيونات. وتعتبر محاليل المركبات الغير عضوية موصل جيد للتيار الكهربى. فى حين أن محاليل المركبات العضوية تعتبر غير جيدة التوصيل الكهربى. وحدة قياس التوصيل الكهربى هي $\mu\text{mho/cm}$ ويمكن أستخدام قراءة التوصيل الكهربى وتحويلها إلى قيمة الأ ملاح الكلية الذائبة وذلك عن طريق ضرب قيمة قراءة التوصيل الكهربى فى معامل ثابت يتراوح بين 0.55 إلى 0.9 على حسب درجة حرارة الماء وعلى نوعية وكم الأملاح الموجودة بها.

الصفات الكيميائية

تقدير التركيز الهيدروجيني

يمثل الأس الهيدروجيني في محلول نشاط ايونات الهيدروجين في هذا المحلول ويعبر عنه رياضياً كالآتي:

$$\text{الأس الهيدروجيني} = -\log 10(\text{د})$$

ويعتبر نظام الكربونات في المياه الطبيعية هو النظام الرئيسى الذى يتحكم فى تحديد الأس الهيدروجينى. ويتكون نظام الكربونات من ثانى اكسيد الكربون وحامض الكربونيك وايونات البيكربونات والكربونات.

وترجع اهمية الأس الهيدروجينى فى تحديد التركيبات الحيوية والكيمائية فى المياه الطبيعية حيث ان درجة تحلل او تفكك الاحماض والقواعد الضعيفة تعتمد على التركيز الايونى للهيدروجين.

كذلك وجد أن قابلية بعض الاملاح للذوبان فى الرواسب الطينية يعتمد على تركيزات ايونات الهيدروجين فى الماء، وتعود اهمية التحكم فى الأس الهيدروجينى فى مياه الشرب لأن يمكن ان تسبب تآكل شبكات المياه والمواسير بالاضافة الى تأثيرها الضار على عمليات المعالجة التى تشمل التجلط والمعالجة بالكلور

المجال: يستخدم فيها مقياس الرقم الهيدروجينى ذى القطب الزجاجى لتقدير الرقم الهيدروجينى فى مياه الشرب.

محلول ثابت الأس الهيدروجينى رقمة الهيدروجينى 4:

يذاب 10.2 جم من ثانى فثالات البوتاسيوم الالمائية ($K_2C_8H_4O_4$) باستخدام ماء سبق غليه ثم تبريده ويخفف الى لتر واحد.

محلول ثابت الاس الهيدروجين رقمة الهيدروجيني 7:

يذاب 1.361 جم من فوسفات البوتاسيم ثنائية الهيدروجين الامائية (KH_2PO_4)، 1.420 جم من فوسفات الصوديوم احادية الهيدروجين الالامائية (Na_2HPO_4)، لكلاهما سبق تخفيفه بين 110-130°م حتى اليوم التالى ثم يخفف الى لتر واحد. يستخدم الماء الذى سبق غليه وتبريده.

الطريقة: يغسل بعناية قطبى الزجاج عدة مرات . يعاير الجهاز بواسطة محلول ثابت الهيدروجيني.

المواد الصلبة

المقصود بالمواد الصلبة فى الماء هى عبارة عن المواد العالقة (غير ذائبة) والمواد الذائبة فى الماء. وتؤثر كمية المواد العالقة و الذائبة فى الماء على نوعية المياه وجودتها خاصة فيما يتعلق بمياه الشرب. "المواد الصلبة الكلية Total Solids وهى المواد المتبقية بعد تبخير كمية معلومة من الماء عند درجة 105°م. "المواد العالقة الكلية " Total Suspended Solids وهى عبارة عن المواد التى تتبقى على ورقة الترشيح بعد ترشيح كمية معلومة من الماء ثم تجفف ورقة الترشيح عند درجة حرارة 105°م. "الأملاح الذائبة الكلية" Total Dissolved وهى الأملاح المتبقية بعد ترشيح كمية معلومة من الماء ثم تبخر هذه الكمية عند درجة حرارة 105°م.

تقدير نسبة المواد الصلبة

ترج العينة جيداً ثم يؤخذ منها كمية معلومة وتوضع فى بوتقة سابقة الوزن . ثم يتم تبخير العينة عند درجة حرارة 105°م، تبرد البوتقة عن طريق وضعها فى مجفف ثم توزن البوتقة

ثم تعاد إلى الفرن مرة ثانية. تكرر عملية إدخال العينة إلى الفرن ثم إعادة وزنها إلى أن يثبت وزن البوتقة. تقدر كمية المواد الصلبة من الفرق بين وزن البوتقة قبل وبعد إضافة العينة.

تقدير نسبة المواد العالقة

وفيها يتم ترشيح كمية معلومة من عينة الماء خلال ورق الترشيح السيلولوزى Membrane Filter 0.45mm ثم يتم تجفيف ورقة الترشيح عند درجة حرارة 105م° فى فرن التجفيف. توزن ورقة الترشيح بعد تمام جفافها ويحسب نسبة المواد العالقة من الفرق بين الوزن قبل وبعد الترشيح.

تقدير نسبة الاملاح الذائبة الكلية

لتقدير نسبة الاملاح الذائبة الكلية فى مياه الشرب يتم تسخين عينة الاختبار بعد ترشيحها خلال ورق الترشيح السيلولوزى Membrane Filter 0.45 mm ثم تجفيفها الى كتلة ثابتة عند 104±1م°

الاجهزة:

- طبق يفضل ان يكون من البلاتين او السليكا او الصينى او البيركس

- حمام مائى

- فرن كهربائى ممكن ضبطه على درجة حرارة 104±1م°

الطريقة: ترشيح العينة بعناية ويؤخذ حجم من العينة يقدر بـ 100 مللى.

التقدير:

- يوزن الطبق قبل وضع العينة وتصب عينة الاختبار فى الطبق

- يوضع الطبق على حمام مائى وتبخر العينة حتى الجفاف

- ينقل الطبق الى فرن مضبوط على درجة حرارة $104 \pm 1^\circ\text{C}$ حتى تمام الجفاف ثم

يسمح بتبريدة فى مجفف حتى درجة حرارة الغرفة

- يكرر الجفاف فى الفرن حتى ثبات الوزن

حساب النتائج:

تحسب نسبة الاملاح الذائبة الكلية فى العينة مقدرة كمليجرامات فى اللتر من الصيغة

$$10^{-2} \times \text{ح} / 10^6$$

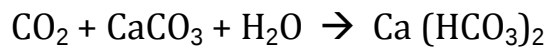
حيث أن: 1 هي الكتلة بالجرامات للطبق الفارغ

ح حجم العينة بالمليامترات

2 هي الكتلة بالجرامات للطبق المحتوى على عينة الاختبار بعد التسخين

القلوية

هى قدرة المياه لمعادلة الحموضة وتعزى قلوية المياه الطبيعية الى املاح الاحماض الضعيفة وتمثل البيكربونات (Biocarbonate) الغالبية العظمى المكونة للقلوية نتيجة تفاعل ثانى اكسيد الكربون مع المواد القاعدية (Basic materials) الموجودة فى التربة وفى بعض الاحيان وتحت ظروف معينة تحتوى المياه الطبيعية على كميات محسوسة من املاح الكربونات والمواد الهيدروكسيلية لذا فان قلوية المياه الطبيعية ترجع اساسا الى املاح الكربونات والبيكربونات والهيدروكسيلات اما املاح اليورات والبورات والسليكات والفوسفات فان تأثيرها محدود جدا ولا يذكر.



اساس الطريقة

يتم تقدير القلوية بالطريقة الحجمية وذلك بمعايرة حجم معين من العينة مع حمض الكبريتيك 0.02 عيارى وتحسب القلوية بالمجم كربونات الكالسيوم ويتوقف نوع القلوية على تركيز ايون الهيدروجين للعينة (pH) فاذا كان الالاس الهيدروجينى للعينة < 8.5 فان المعايرة تتم على مرحلتين ففي المرحلة الاولى يتم المعايرة حتى تصل قيمة الالاس الهيدروجينى 8.2 والتي بعدها يتحول لون الفينولفثالين الوردى الى عديم اللون اما المرحلة الثانية فتتم المعايرة حتى الالاس الهيدروجينى 4.5 (عند هذه النقطة تتحول الكربونات الى البيكربونات) معادل رقم (2/13) باستخدام المثل البرتقالى ككاشف التى يتحول لونها الى الوردى عند نقطة التعادل

اما بخصوص العينات ذات الالاس الهيدروجينى اقل من 8.4 فانه يتم المعايرة حتى الالاس الهيدروجينى 4.5 باستخدام المثل البرتقالى ككاشف التى يتحول لونها الى الوردى عند نقطة التعادل وعند هذه النقطة تتحول جميع البيكربونات الى حمض الكربونات.

التعبير عن القلوية

يمكن تحديد نوع القلوية سواء كانت كربونات او بيكربونات او هيدروكسيلات من تعين قلوية الفينولفثالين والقلوية الكلية وعلى هذا الاساس فان هناك خمسة احتمالات كالاتى:

- قلوية الهيدروكسيد اذا كانت العينة تحتوى على المواد الهيدروكسيلية فقط فعادة الالاس الهيدروجينى للعينة اعلى من 10 ويتم معايرة العينة باستخدام الفينولفثالين ككاشف وتسمى قلوية الفينولفثالين.

- **قلوية الكربونات** اذا كانت العينة تحتوى على الكربونات فان الاس الهيدروجينى للعينة 8.5 او اعلى بقليل ولكنها لا تصل الى 10 فتتم المعايرة باستخدام الفينولفثالين ككاشف.

- **قلوية الهيدروكسيد + الكربونات** اذا كانت العينة تحتوى على الهيدروكسيلات والكربونات فان الاس الهيدروجينى للعيقة اكبر من 10 ويمكن حساب القلوية كالاتي:

$$\text{قلوية الهيدروكسيد} = \text{القلوية الكلية} - \text{قلوية الكربونات}$$

- **الكربونات والبيكربونات** الاس الهيدروجينى للعينة تتراوح ما بين 8.5 الى 10

$$\text{قلوية البيكربونات} = \text{القلوية الكلية} - \text{قلوية الكربونات}$$

الكواشف

1 - محلول 0.5 عيارى من كربونات الصوديوم: 2.5 جم من الملح وذوبة فى ماء مقطر ويخفف الى واحد لتر.

محلول 0.1 عيارى من حمض الكبريتيك خفف 3مل من الحمض المركز الى واحد لتر بالماء المقطر وتضبط عيارته بالمعايرة (Potentiometric) مع محلول كربونات الصوديوم.

2 - كاشف الفينولفثالين.

3 - كاشف المثيل البرتقالى يحضر باذابة 100 مجم من ملح الصوديوم ليرومو كروسل الخضراء (Bromcresol green) 20 جم من ملح الصوديوم للمثيل الحمراء (Methyl red) فى 100 مل ماء مقطر.

الطريقة

- يختار حجم العينة طبقا للمصدر ثم يقاس الاس الهيدروجينى للعينة وطبقا للجدول يمكن تحديد نوع الكاشف ونوعية القلوية.

- يضاف نقطتين من الكاشف وتتم المعايرة باستخدام حمض الكبريتيك فى حالة الفينولفثالين تتم المعايرة حتى يتحول لون المحلول من الوردى الى عديم اللون اما فى حالة المثيل البرتقالى فعند الاس الهيدروجينى 5.2.

- طريقة الحساب:

$$\text{القلوية مجم/لتر} = \text{ح} 1 \times 1000 / \text{ح} 2$$

حيث أن: ح 1 = حجم الحامض 002 عيارى
ح 2 = العينة بالمليمترات

العسر الكلى

باستخدام طريقة (EDTA) باستخدام اريكروم بلاك ت كدليل لتقدير نسبة العسر الكلى فى مياه الشرب.

اساس الطريقة: ايثيلين ثنائى الامين رابع حمض الخليك (EDTA) واملاحه مع الصوديوم تكون مركباً قابلاً للذوبان عند اضافة الى محلول يحتوى على كاتيونات معادن معينة. وعند اضافة كمية صغيرة من صبغة مثل اريكروم بلاك ت الى محلول مائى يحتوى على ايونات الكالسيوم والماغنسيوم عند رقم 10.0 ± 0.1 فان المحلول يصير لونة احمرأ خمرياً. وعند اضافة (EDTA) كمحلول معايرة فإن الكالسيوم والماغنسيوم تتحول الى مركبات معقدة. وبعد إضافة كمية كافية من (EDTA)، فان المحلول يتحول من اللون الاحمر الى الازرق، وتكون هى نقطة التعادل.

ويزداد وضوح نقطة التعادل مع زيادة الرقم الهيدروجينى، وقد ثبت كفاية الرقم الهيدروجينى 10.0 ± 0.1 المفضل فى الطريقة.

الكواشف:

محلول ثابت الاس الهيدروجيني: يذاب 16.9 جم كلوريد الامونيوم في 143 مل من محلول هيدروكسيد الامونيوم المركز، ويضاف 1.25 جم من ملح (EDTA) الماغنيسيومي المتعادل ثم يخفف الى 250 مل بالماء.

يحفظ المحلول في عبوة من البلاستيك او الزجاج المقاوم، مغلقة بإحكام لمنع فقدان الامونيا أو امتصاص نثني اكسيد الكربون. ويجب عدم التخزين لأكثر من شهر في عبوة معرضة للفتح المتكرر. يسحب محلول ثابت الاس الهيدروجيني بواسطة ماصة و يستغنى عنه عند عدم الحصول على رقم الهيدروجيني 0.1 ± 10.0 .

دليل الاريكروم بلاك ت (Eriochrom Black T): يحضر مخلوط من المسحوق الجاف عن طريق خلط 0.5 جم من الدليل مع 100 جم كلوريد صوديوم. ويقترب الدليل من الفساد وخاصة عند تعرضه للهواء الرطب.

محلول المعايرة (EDTA) القياسي 0.01 جزيئي جرامي: يوزن 3.721 جم من ايثيلين ثنائي الامين رباعي الخلات ثنائي الصوديوم ثنائي التميؤ (EDTA) ثم يذاب في الماء ويخفف الى 1000 مل. يضبط التركيز عن طريق المعايرة مع محلول الكالسيوم القياسي.

محلول الكالسيوم القياسي: يوزن بالضبط 1 جم من مسحوق كربونات الكالسيوم اللامائي، في قارورة ايرلنماير سعة 500 مل. يوضع قمع على رقبة القارورة ثم يضاف قليلا من حمض الهيدروكلوريك المخفف (1+1) في المرة الواحدة، حتى تذوب جميع كربونات الكالسيوم. يضاف 200 مل من الماء ثم يغلى لبضع دقائق حتى يطرد ثاني اكسيد الكربون. يبرد ثم يضاف بضع نقط من كاشف احمر الميثيل ويضبط على اللون البرتقالي المتوسط بإضافة محلول هيدروكسيد الامونيوم (3 عياري) أو حمض الهيدروكلوريك المخفف (1+1). ينقل كميًا في قارورة حجمية سعة 1000 مل من هذا المحلول القياسي يكون مكافئا 1 مجم كربونات كالسيوم .

الطريقة:

- يختار حجم من عينة الاختبار الذى يلزم لة اقل من 10مل محلول المعايرة (EDTA) ويجب ألا يزيد الوقت اللازم للمعايرة عن 5 دقائق ،محسوبة من وقت اضافة ثابت الاس الهيدروجينى.
- يخفف 25مل من العينة الى 50مل بالماء فى وعاء من الصينى او ورق مخروطى . يضاف من 1الى2مل محلول ثابت الاس الهيدروجينى ،وعادة يكون 1مل كافيا للحصول على رقم هيدروجينى 10.0الى10.1ويدل عدم ظهوره تغيرواضح فى اللون عند نقطة التعادل على ان الدليل قد فسد.
- تضاف كمية كافية من المسحوق الجاف للدليل ،ثم يضاف ببطء محلول المعايرة (EDTA) مع التقليب المستمر، حتى يختفى اللون الاحمر الباهت من المحلول . يكون لون المحلول ازرقا عند نقطة التعادل فى الظروف العادية .

حساب النتائج:

تحسب نسبة العسر مقدرة كمجرات كربونات كالسيوم فى اللتر من الصيغة

$$(ح٢-ح١) / ح \times 1000 \times ت$$

حيث أن: ح٢ هو الحجم بالميلترات لمحلول المعايرة (EDTA) المستخدم لمحلول الاختبار الضابط.

ح١ هو الحجم بالميلترات لمحلول المعايرة (EDTA) المستخدم لمحلول العينة.

ح هو الحجم بالميلترات لعينة الاختبار.

ت هو مكافئ كربونات الكالسيوم لمحلول المعايرة (EDTA)، المحسوب كمليجرات كربونات الكالسيوم المناظرة لمليتر واحد من المحلول (فى هذه الحالة ت=1).

عسر الكالسيوم

بطريقة (EDTA) باستخدام الميروكسيد كدليل لتقدير نسبة الكالسيوم في مياه الشرب.

اساس الطريقة: عن اضافة ايثيلين ثنائى الامين رابع حمض الخليك (EDTA) أو أملاحه الى الماء المحتوى على كلا من الكالسيوم و الماغنسيوم، فإن يتحد أولاً مع الكالسيوم الموجود، ويمكن تقدير الكالسيوم مباشرة باستخدام (EDTA) عن طريق زيادة الرقم الهيدروجينى بدرجة تكفى لترسب اغلب الماغنسيوم على هيئة هيدروكسيد، باستخدام دليل يتحد فقط مع الكالسيوم. ويوجد دلائل عديدة تتغير فى اللون عند النقطة التى يكون عندها جميع الكالسيوم مع (EDTA) مركباً معقداً عند رقم هيدروجينى 12 الى 13.

الكواشف

محلول هيدروكسيد الصوديوم (1 عيارى)

دلي الميروكسيد (بيربورات المونيوم): Murexide (Ammonium Perpurate)

يكون المخلوط المطحون لمسحوق الصبغة وكلوريد الصوديوم ،دليلاً ذا مظهر ثابت .ويجهز بخلط 200مجم من الميروكسيد مع 100جم كلوريد صوديوم صلبة ثم يطحن المخلوط الى حجم من 300الى 400ميكرون .ويجب اجراء المعايرة مباشرة بعد اضافة الدليل لكونه غير ثابت فى المحلول القلوى.

محلول المعايرة (EDTA) القياسى 0.01 جزيئى جرامى

الطريقة: يستخدم 50مل من عينة الاختيار او حجم مناسب اقل ،يخفف الى 50مل لكى تكون كمية الكالسيوم حوالى 5الى 10مجم يضاف 2مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم ،او حجم كاف للحصول على رقم هيدروجينى من 12الى 13.يقلب ثم يضاف من 0.1الى 0.2جرام من مخلوط الدليل ثم يتم معايرة العينة بإضافة محلول المعايرة (EDTA) ببطء، مع التقليب المستمر حتى نقطة التعادل.

حساب النتائج

يحسب تركيز الكالسيوم مقدرا كمليجرامات الكالسيوم في اللتر من الصيغة التالية:

$$(0.4008 \times \text{ح} ١ \times \text{ت}) / \text{ح} \times 1000$$

حيث أن: ح ١ الحجم بالميلترات لمحلول المعايرة المستخدم لمحلول الاختيار.

ح الحجم بالميلترات للعينة.

ت مكافئ كربونات الكالسيوم لمحلول المعايرة (EDTA)

عسر الماغسيوم

تساوى العسر الكلى - عسر الكالسيوم

الكلوريد

طريقة موهر للتحليل الحجمي باستخدام محلول نترات الفضة القياسي ودليل كرومات البوتاسيوم لتقدير نسبة الكلوريد في مياه الشرب.

اساس الطريقة: يعاير الكلورايد في المحاليل المتعادلة او ضعيفة القلوية المحتوية على الكرومات باستخدام نترات الفضة ويطرسب كلوريد الفضة وتتكون كرومات الفضة الحمراء عند نقطة التعادل.

الكواشف:

1 - محلول كرومات البوتاسيوم: يذاب 50 جم من كرومات البوتاسيوم في كمية قليلة من الماء وتضاف نترات الفضة لتكوين راسب احمر خفيف يترك لليوم التالي ثم يرشح ويخفف الى لتر بالماء.

2 - محلول كلوريد الصوديوم القياسي (0.0141 عياري): يذاب 0.8243 جم من كلوريد الصوديوم السابق تجفيفه عند 140°م لمدة نصف ساعة في 500 مل من الماء يخفف المحلول الى 1000 مل بالماء المقطر. 1 مل من هذا المحلول يحتوى على 0.5 مجم كلوريد.

3 - محلول نترات الفضة القياسي (0.0141 عياري): يذاب 2.396 جم من نترات الفضة في 1000 مل من الماء وتتم معايرته باستخدام محلول كلوريد الصوديوم.

الطريقة:

- توضع العينة اما في طبق تبخير صيني ابيض او قارورة مخروطية موضوعة على سطح ابيض.

- يضاف 1 مل من محلول دليل كرومات البوتاسيوم ويعاير مع محلول نترات الفضة القياسي حتى يتغير اللون من اصفر صاف الى اصفر محمر.

- حساب النتائج:

تحتسب نسبة الكلوريد مقدرة كمليجرامات كلوريد في اللتر من الصيغة:

$$((ح_2 - ح_1) \times 35.46 \times 1000) / ح$$

حيث أن: ح₁: هو الحجم بالمليترات لمحلول نترات الفضة المستخدم في محلول الاختبار الضابط.

ج2: هو الحجم بالمليترات لمحلول نترات الفضة المستخدم في التقدير.

ج: هو الحجم بالمليترات لمحلول الاختبار (العينة).

ت: هي عيارية محلول نترات الفضة.

تقدير الكبريتات Sulfate

اساس الطريقة

تترسب ايونات الكبريتات SO_4 في وجود حمض الهيدروكلوريك HCl وكلوريد الباريوم $(BaCl_2)$ مكونة كبريتات الباريوم $(BaSO_4)$ ذات العكارة التي يمكن قياسها عند لمبة 420 نانومتر باستخدام جهاز السبكتروفومتر Transmission Spectrophotometer

الاجهزة:

- أ - قطب مغناطيسي Magnetic Stirrer
- ب - السبكتروفومتر Spectrophotometer
- ت - مرشح ضوئي Filter Photometer (مرشح بنفسجي ويعطى أقصى نفاذية ضوئية عند 420 نانومتر)
- ث - ساعة إيقاف

الكواشف

أ- كاشف التكيف **Conditioning Reagent**: يحضر بخلط 50 مل جلسرين مع محلول مكون من 30 مل حمض الهيدروكلوريد، 300 مل ماء مقطر، 100 مل من كحل الايثيلي 95%، 75 جم من كلوريد الصوديوم.

ب- كلوريد الباريوم $BaCl_2$

ج- محلول قياسي من الكبريتات

الطريقة

- ضع حجم معين من العينة وليكن 25 مل في اناء زجاجي مخروطي ثم تجفف العينة الى 100 مل بالماء المقطر ضف 5 مل من الكاشف (3أ) وأخلط المحلول باستخدام المقلب

المغناطيسي وخلال عملية التقلب صف حوالى 2 جم من حبيبات كلورايد الباريوم وابدأ بتشغيل ساعة الايقاف واستمر لمدة دقيقة فى التقلب بعد اضافة املى خلية جهاز الاسكترو فومتر بالمحلول وتقاس درجة العكارة كل 30 ثانية ولمدة دقيقتين.

- يتم تحضير تراكيز مختلفة تراوح من 0 الى 40 ملجرام/لتر من المحلول القيلسى (3ج) ويتم قراءة درجة العكارة عند لمبة 420 نانوميتر ورسم العلاقة بين التركيز ودرجة العكارة.

- طريقة الحساب:

ملجرام كبريتات (SO_4) / لتر = $((أ-ب) \times 1000) / \text{حجم العينة بالمليمتر}$

حيث أن: أ = تركيز العينة من المنحنى القياسى

ب = تركيز محلول الاختبار (Blank) من النحنى القياسى

السليكا الذائبة

توجد السليكا في الطبيعة في صورة مركبات ولا تتواجد في صورة حرة. وفي حالة وجود تركيز عالي من عنصر الماغنسيوم تتفاعل السليكا معه مكونة ترسيبات في أجهزة الغلايات . وتتفاعل السليكا مع موليبدات الأمونيم عند أس هيدروجيني 1.2 مكونة مركب سليكات الموليبدنيم والذي له لون أصفر مميز يتم قياسه عند طول موجي 420.

الكواشف

- 1- حمض الهيدروكليك المخفف إلى 1+1
- 2- موليبدات الأمونيم: يذاب 10 جم من ملح موليبدات الأمونيم في 100 مللى ماء مقطر.
- 3- محلول حمض الأوكزليك: يذاب 10 جم من ملح حمض الأوكزليك في 100 مللى ماء مقطر.

الطريقة:

يؤخذ حجم مناسب من العينة + 1 مللى من حمض الهيدروكليك (1+1) ثم يضاف 2 مللى من محلول موليبدات الأمونيم. يرج المحلول جيداً ثم يضاف 2 مللى من محلول حمض الأوكزليك ويقاس اللون الأصفر المتكون بعد مرور 10 دقائق عند طول مودى 420.

مجموعة النتروجين

من المعروف ان النتروجين الجوى يتحول بفعل بعض الظروف البيئية الى امونيا ونيترت ونيترات. وتستطيع النباتات ان تستوعب جزء من النترات الموجودة بالتربة بينما يتسرب الجزء الباقي الى الجوفية والسطحية. والنترات هى املاح حمض النيتريك ومعظمها سريعة الذوبان فى الماء اما النيتريت فهى املاح حمض النتروز وهى اكثر ثابتة من الحمض نفسها وهى سريعة الذوبان فى الماء . ونظرا لسهولة اكسيد النيتريتات الفضة . ونظرا لسهولة اكسدة النيتريتات نجد ان تركيزها فى البيئة المائية يكون عادة منخفض.

وتعتبر المخلفات الصناعية والأمية من المصادر الأساسية لتلوث البيئة بالمواد النتروجينية . وقد وجد ان لتركيز كل من النتروجين و الامونيا و النيتريت دلالة واضحة على عمر التلوث. فإن كانت المياة تحتوى على تركيز اعلى من الامونيا دل على ان التلوث حديث اما اذا كان تركيز النترات اعلى دل على ان التلوث قد مضى على فترة زمنية.

ويبرز التأثير الضار للنترات والنيتريت فى الاصابة بمرض (الميثاموجلوبيينيما) وخاصة الاطفال الرضع ولقد وجد ان هناك صلة وثيقة بين ظهور المرض واستهلاك المياة التى تحتوى على اكثر من 40مجم من النترات لكل لتر مقدرة كنترات.

الأمونيا

تتفاعل الأمونيا مع الهيبوكلوريت في وجود الفينول ونيتروبروسيد الصوديوم مكونة مركب أزرق اللون.

الكواشف

1- محلول الفينول: يخلط 11.1 مللى من محلول الفينول (89%) مع الكحول الأيثيلي ويكمل إلى حجم نهائى 100 مللى.

2- نيتروبروسيد الصوديوم: يذاب 5 جم من نيتروبروسيد الصوديوم في 100 مللى ماء مقطر. يحفظ هذا المحلول في زجاجة معتمدة لمدة شهر.

3- محلول قلوى السترات: يذاب 200 جم من سترات ثلاثى الصوديوم مع 10 جم من هيدروكسيد الصوديوم في ماء مقطر ويكمل المحلول إلى اللتر.

4- محلول هيبوكلوريت الصوديوم: 5%

5- محلول الأكسدة: يخلط 100 مللى من محلول قلوى السترات مع 25 مللى من محلول هيبوكلوريت الصوديوم (يحضر هذا المحلول يومياً).

الطريقة

يوضع 25 مللى من العينة في دورق سعة 50 مللى ثم يضاف 1 مللى من محلول الفينول ثم 1 مللى من محلول نيتروبروسيد الصوديوم ثم يضاف 205 مللى من محلول الأكسدة. يغطى الدورق جيداً ثم يترك لمدة ساعة ويقاس بعدها اللون الأزرق المتكون عند طول موجى 640.

النيتريت

اساس التجربة: لقد وجد ان الطريقة اللونية الناتجة عن تفاعل ايون النيتريت مع حمض الصلفونيلاك في الوسط الحامضى مكونة املاح الدايزونيم والتي تتحد مع النفثيل اثيلين ثنائى الامين ثنائى الهيدروكلوريد (NED) مكونة لون احمر وردى يمكن قياسه.

الاجهزة والادوات

1 جهاز المطياف الضوئى (Spectrophotometer) ويستخدم عند طول موجة 534 نانومتر.

2 محلول النيترات معلوم التركيز : Stock Nitrate Solution ويتم تحضيره بإذابة 0.7218 جم من نترات البوتاسيوم ،التي تم تجفيفها عند درجة 105 درجة مئوية ، فى الماء المقطر وتخفيف الى واحد لتر ويحفظ المحلول فى زجاجات بنية بعد اضافة 2مل من الكلوروفورم ويعتبر هذا المحلول ثابت لمدة ستة اشهر وتركيز ه 1مل =100ميكروجرام.

3 محلول قياسى من النيترات (Standard Nitrate Solution) يتم بتخفيف 50 مل من محلول النترات الى 500 مل بالماء المقطر (1مل = ميكروجرام $\text{NO}_3\text{-N}$).

4 تحضير معلوم التركيز من النيتريت: Stock Nitrite Solution يحضر المحلول بإذابة 0.6072 جم من نيتريت البوتاسيوم (KNO_2) فى ماء مقطر ثم يخفف الى واحد لتر. التركيز (1مل =100ميكروجرام) يمكن استخدام المحلول لمدة 3 شهور.

5 محلول قياسى من النيتريت (Standard Nitrate Solution) يتم تخفيف 50 مل من محلول النيتريت الى 500 مل بالماء المقطر (1مل =10ميكروجرام).

طريقة تعيين النترات باستخدام الصوديوم سالسلات Sodium Salicylate

اساس الطريقة: يتفاعل ايون النيتريت مع الصوديوم سالسلات في وجود حمض الكبريتيك المركز مكونا حمض النتروساليسليك ذو اللون الاصفر والذي يمكن قياسه عند 420 نانومتر في وجود محلول بوتاسيوم صوديوم ترترات.

التداخلات (Interferences):

1- احتواء العينة على مواد صلبة، ففي الحالة يجب ترشيح العينة على 0.45 غشاء سليولوزي.

2- احتواء العينة على تراكيز عالية من الكلوريد يجب اضافة كمية من محلول نترات الفضة.

3- احتواء العينة على تراكيز من الحديد تتراوح ما بين 0.5 الى 5 مجم/لتر، يضاف ضعف الكمية من الصوديوم سالسلات.

الكواشف:

1- صوديوم سالسلات (Sodium Salicylate)

2- بوتاسيوم - صوديوم ترترات : $\text{Cook } \{\text{CH}(\text{OH})\}_2 \text{COONa}$ الذي يحضر بإذابة 400 جم من هيدروكسيد الصوديوم ، 60 جم من الملح المذكور في واحد لتر ماء مقطر ثم يحفظ المحلول في عبوات بلاستيكية.

3- محلول النترات معلوم التركيز (Stock Nitrate Solution) ويتم بإذابة

0.7218 جم من نترات البوتاسيم التي تم تجفيفها عند 105⁵ م لمدة 24 ساعة، في الماء

المقطر وتخفيف الى واحد لتر و يحفظ المحلول في زجاجات بنية بعد اضافة 2 مل من

الكلوروفورم ويعتبر هذا المحلول ثابت لمدة ستة اشهر و تركيزه 1 مل = 100 ميكروجرام

.NO₃-N

4- محلول قياسي من النترات (Stock Nitrate Solution) يتم بتخفيف 50 مل من محلول النترات الى 500 مل بالماء المقطر (1مل=10ميكروجرام $\text{NO}_3\text{-N}$).

5- تحضير محلول معلوم التركيز من النيتريت : Stock Nitrite Solution يحضر المحلول بإذابة 0.6072 جم من نيتريت البوتاسيوم (KNO_2) في ماء مقطر ثم يخفف الى واحد لتر و يضاف 2مل من CHCl_3 لكل لتر و ينقل المحلول في زجاجات بنية اللون وتحفظ في الظلام. التركيز (1مل=100ميكروجرام) يمكن استخدام المحلول 3شهور.

الطريقة:

1 حسب 100مل من العينة في كاس زجاجي وضمف اليها حوالي 0.5جم من سلسلات الصوديوم ثم بخر العينة عند 105درجة مئوية حتى تكاد ان تجف. تنقل العينة وتحفظ في المجفف حتى تبرد. يضاف اليها 2مل حمض كبرتيك مركز ثم 10مل ماء مقطر.

2 اضمف 15مل من المحلول. ثم تنقل العينة الى قنينة عيارية (Measuring Flask). وتخفف الى 100مل. تقرا شدة اللون باستخدام الاسبكتروفوتومتر عند طول موجة 420نانومتر.

3 تحضير المنحنيات القياسية (Standard Curves): يأخذ 100مل من كل تركيز من التراكيز العيارية و يعامل كل تركيز على حدة كما عوملت العينة . ثم تسجيل قيم (Absorbance) وترسم مقابل التركيز.

4 طريقة الحساب. تحسب التراكيز مباشرة من على المنحنيات القياسية.

الفوسفات

يعتبر الفوسفات من العناصر المغذية الأساسية لكل الكائنات الحية مالتى لها تأثير مباشر على معدلات نموها. بالإضافة إلى أن الفوسفات من المواد التى لها العديد من الاستخدامات سواء فى الأسمدة الزراعية أو فى العديد من الصناعات مثل صناعة المنظفات.

ويتم تقدير الفوسفات فى الماء عن طريق تكسير كل مركبات الفوسفات فى وجود حامض قوى مع الغليان وذلك لتحويل كل مركبات الفوسفات إلى الوضع الأورسوفوسفات والذى يتفاعل بدوره مع موليبيدات الأمونيوم مكونة مركب الموليبيدوفوسفات والذى له لون أزرق مميز عند إضافة كلوريد الزرنيخ.

الكواشف

1- موليبيدات الأمونيوم: يذاب 25 جم من موليبيدات الأمونيوم فى 175 مللى ماء مقطر ثم يضاف إلى محلول مكون من 77.5 مللى من حمض الكبريتيك المركز + 400 مللى ماء مقطر. يترك المحلول حتى يبرد تماماً ثم يكمل بالماء المقطر إلى اللتر.

2- كلوريد الزرنيخ: يذاب 2.5 جم من كلوريد الزرنيخ فى 100 مللى جلسرين.

3- محلول حمض الكبريتيك: يضاف 310 مللى من حمض البريتيك إلى 600 مللى ماء مقطر ويترك المحلول حتى يبرد تماماً ثم يكمل إلى اللتر.

الطريقة

يضاف 1 مللى من محلول حمض الكبريتيك إلى حجم مناسب من العينة (50 مللى) ثم يضاف 0.4 جم من كبريتات البوتاسيوم المزدوجة Potassium persulfate. يغلى المحلول لمدة نصف ساعة ثم يترك حتى يبرد تماماً ثم يعاد إلى حجمه الأصلي ثم يضاف 2 مللى من محلول موليبيدات الأمونيوم + 3 نقط من محلول كلوريد الزرنيخ والذى يعطى لون أزرق مع مركب الموليبيدوفوسفات المتكون. يتم قياس شدة اللون الأزرق عند طول موجى 650.

الحديد

يعتبر الحديد رابع العناصر التي تدخل في تكوين قشرة الأرض من حيث الوزن والحديد عنصر شائع في الصخور والتربة وهو جزء أساسي في التربة الطينية ويوجد في الماء بكميات مختلفة وذلك اعتماداً على التكوينات الجيولوجية للمنطقة والمكونات الكيميائية للمجرى المائي والحديد عنصر ضروري لنمو وحياة النبات والحيوانات وتتراوح حاجة الجسم اليومية لعنصر الحديد من 1 إلى 2 مجم إلا أن معدل الحاجة الغذائية يجب أن تكون أعلى من هذا ليعوض عن ضعف امتصاص أملاح الحديد.

وتأتي مخلفات الصناعية في مقدمة مصادر التلوث بالحديد مثل تصريف مياه المناجم والمياه الجوفية الحاملة للحديد ويطرسب الحديد في الماء في وجود الأكسجين على هيئة هيدروكسيد الحديد الأصفر أو أكسيد الحديد الأحمر.

الطريقة اللونية لتقدير نسبة الحديد والتي يستخدم فيها الفينانثرولين

يقوم التسخين الابتدائي بواسطة الحمض بإزالة السيانيدات والنترات التي تتداخل إذا كانت موجودة ووجود المواد المؤكسدة القوية بتركيز كافٍ يقوم بتآلف الهيدروكسيلاмин، وإضافة كمية زائدة من الهيدروكسيلاмин يمنع الخطأ الناتج عن هذه المواد.

أساس الطريقة: يذاب الحديد بواسطة تسخين العينة مع حمض ثم يختزل إلى حالة الحديدوز بالهيدروكسيلاмин ثم يضاف 1:10 فينانثرولين لتكوين مركب معقد أحمر برتقالي. وتعتمد شدة اللون على درجة تركيز الحديد.

الكواشف

- محلول خلات الصوديوم **Sodium acetate** يذاب 250 جم من خلات الصوديوم

NaC₂H₃O₂·3H₂O في 500 مل من الماء المقطر وتكمل لحوالي لتر.

- محلول مثبت الأس الهيدروجيني من خلات الأمونيوم **Ammonium Acetate**

Buffer Solution يحضر بإزابة 250 جم من خلات الأمونيوم $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$

في 150 مل ماء مقطر. يضاف 700 مل من حمض الخل المركز.

- محلول هيدروكلوريد الهيدروكسيلامين **Hydroxylamine Solution** يذاب

10 جم من هيدروكلوريد الهيدروكسيلامين $(\text{NH}_2\text{OH}.\text{HCl})$ في 100 مل ماء

مقطر.

- محلول الفينانثرولين **Phenanthroline** يذاب 0.1 جم من الفينانثرولين

$\text{C}_{12}\text{H}_8\text{N}_2.\text{H}_2\text{O}$ في 100 مل ماء مقطر مع التقليب المستمر . (يتم التخلص من

المحلول إذا تغير لونه).

- محلول الحديد القياسي المركز المحتوي على 0.2 جم حديد/لتر يمكن تحضيره

محلول قياسي للحديد من مادة كبريتات الحديدوز الأمونيومي

(Ferrous ammonium sulphate) وذلك بإضافة 20 مللى من حمض

الكبريتيك المركز إلى 50 مللى من ماء مقطر نقطة نقطة ثم يذاب 1.404 جم من ملح

كبريتات الحديدوز الأمونيومي $(\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO})_2.6\text{H}_2\text{O})$ ، يضاف محلول 0.1

عيارى بوتاسيوم برمنجنات (KMnO_4) نقطة نقطة حتي يظهر اللون الوردي الغامق

ثم يخفف الي لتر بالماء المقطر الخالي من الحديد وتركيز المحلول 1 مللي يكافئ

200 ميكروجرام.

الأجهزة:

- جهاز اسبكتروفوتوميتر ويستخدم عند طول موجه 510 نانومتر.

- قوارير مخروطية سعة 125 مل.

الطريقة

- يجب إجراء التقدير بأسرع ما يمكن بعد سحب العينة وخاصةً لتقدير الحديد الذائب.
- تحضير محلول الاختبار (الحديد الكلي) بمزج العينة جيداً أو أخذ الحجم المناسب منها.

الطريقة اللونية باستخدام جهاز الإسبكتروفوتوميتر

- 1 - تحضير المنحني القياسي: يضاف 1مل = 10 ميكروجرام من هيدروكسيل أمين، 10 مل من خلات الصوديوم لكل تركيز ثم يخفف إلى 100 مل بالماء المقطر ويمزج جيداً. ويترك لمدة 10 دقائق.
- 2 - تقدير الحديد الكلي في العينة **Total Iron** تمزج العينة جيداً وينقل 100مل من العينة إلى قارورة مخروطية سعة 125مل . ثم ضف 2 مل من حمض الهيدروكلوريك المركز. يضاف 1 مل من هيدروكسيل أمين، وعدد من كرات الزجاج وسخن حتي الغليان، واستمر في الغليان حتي ينقص حجم العينة إلي حوالي 15مل، وبرد العينة ثم انقلها إلي قارورة حجمية سعة 100مل. ضف 10مل من محلول مثبت الأس الهيدروجيني $\text{NH}_4\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_2$ ، ثم ضف 4مل من محلول الفنترولين، ضف ماء مقطر حتي العلامة. رج العينة جيداً واتركها لمدة 10 دقائق ثم يقاس شدة امتصاص الضوء.
- 3 - تقدير الحديد الذائب: يتم ترشيح 50 مل من العينة باستخدام ورق ترشيح 0.45 ميكرومتر (0.45-µm membrane filter). في قارورة حجمية سعة 100مل.

المنجنيز Manganese

بالطريقة اللونية التي تستخدم فوق الكبريتات لتقدير نسبة المنجنيز في مياه الشرب.

أساس الطريقة

تؤكسد أملاح المنجنيز الذائبة إلى برمنجنات بواسطة فوق الكبريتات (Prersulfate) في وجود نترات الفضة. ويكون اللون الناتج ثابتاً لمدة لا تقل عن 24 ساعة.

الكواشف:

1 - فوق كبريتات الأمونيوم الصلبة $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$

2 - محلول حامضي: يحضر بإذابة 75 جم من كبريتات الزئبق (HgSO_4) في 400 مل من حمض النتريك (HNO_3) المركز، 200 مل من ماء مقطر ويضاف 200 مل من حمض الفسفوريك 85% (H_3PO_4)، 0.035 جم نترات الفضة (AgNO_3) ثم يبرد ويخفف إلى لتر واحد.

3 - محلول المنجنيز القياسي (0.1 عياري): يذاب 3.2 جم من برمنجنات البوتاسيوم (KMnO_4) في لتر ماء مقطر ويسخن لمدة ساعتان بالقرب من درجة الغليان ثم يرشح خلال مرشح زجاجي ويعاير مع أكسالات الصوديوم ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$) تتراوح من 100-200 ملجم وضع كل وزنه في كأس منفصل سعة 400 مل. صف 100 مل ماء مقطر لكل عينة وقلب حتي الذوبان. صف 10 مل حمض كبريتيك 50%. ثم سخن المحلول في الحال بالقرب من درجة الغليان. عاير محلول أكسالات الصوديوم باستخدام محلول البرمنجنات حتي يتحول إلى اللون الوردي (Pink).

ملحوظة:

1 - يجب التأكد من أن درجة حرارة محلول أكسالات الصوديوم لا تقل عن 85°م خلال عملية المعايرة.

2 كل 100 ملجم من أكسالات الصوديوم يستهلك 15 مل من البرمنجنات تقريباً.

3 يجري اختبار ضابط (Blank) من الماء المقطر وحمض النتريك بحسب عيارية

البرمنجنات كالتالي:

$$= \text{جم من أكسالات الصوديوم} / (\text{أ} - \text{ب}) \times 0.06701$$

حيث أن: أ = حجم البرمنجنات المستخدم لأكسالات الصوديوم

ب = حجم البرمنجنات المستخدم للاختبار الضابط

من المحلول السابق يمكن تحضير محلول بحيث يكون التركيز 1 مل يكافئ 50

ميكروجرام منجنيز Mn كالتالي:

$$\text{حجم (مل) من البرمنجنات} = 4.55 / \text{عيارية البرمنجنات}$$

يضاف إلي هذا الحجم من 2-3 مل من حمض النتريك المركز ثم محلول بيكبريت

الصوديوم 10% (NaHSO₃) نقطة نقطة حتي يختفي لون البرمنجنات . يغلي المحلول

لطرده ثاني أكسيد الكبريتيك الزائد ثم يبرد ويخفف بالماء إلي لتر واحد.

طريقة التحضير:

يضاف 5 مل من المحلول الماص ونقطة واحدة من فوق اكسيد الهيدروجين (H₂O₂) إلي

حجم مناسب من العينة. يركز إلي 90 مل بالغليان أو يخفف إلي 90 مل. يضاف 1 جم من فوق

كبريتات الأمونيوم. يسخن المحلول إلي الغليان واستمر في الغليان لمدة دقيقة ثم يبرد بماء

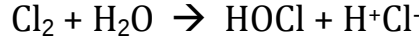
الصنبور. خفف المحلول إلي 100 مل بالماء المقطر ثم تقاس شدة امتصاص الضوء باستخدام

جهاز الإسبكتروفوتوميتر عند طول موجه 525 نانومتر. يُحضر محاليل مناسبة تتراوح ما بين

صفر إلي 1.5 ميكروجرام منجنيز/100 مل ماء مقطر.

الكلور

الكلور غاز اخضر مصفر لة خاصية سريعة للذوبان فى الماء ويتفاعل مباشرة مع الكثير من المواد العضوية والغير عضوية وتأثيرات الكلور ومشتقاته على انسجة الحيوان والنبات يجعله مطهرا ومبيد مؤثر ويتحلل الكلور فى الماء حسب المعادلة الآتية:



ويتكون حامض الهيپوكلوروس (HOCl) أو مشتقاته الأيونية (Cl₂ & H)

ويتفاعل الكلور الحر القابل للتفاعل بسرعة مع المواد العضوية النيتروجينية لتكوين الكلورامينات التى لها اضا تأثيرات سامة على الاسماك ولكنها اقل من سمية الكلور الحر نفسه وتعتمد سمية الكلور على المجموع الكلى للكلور الذائب والذى يتضمن الكلور الحر والكلورامينات.

الطريقة الايودية

يتم تحرير الايودين من محلول البوتاسيوم أيوديد (KI) غدد اضافقة الى محلول يحتوى على كلور ويتم معايرة الايودين الحر باستخدام محلول عيارى من الصوديوم ثيو صلفات باستخدام محلول النشا كدليل باجراء التفاعل عند أس هيدروجينى يتراوح ما بين 3، 4.

الكواشف

- 1 حمض الخليك المركز البارد (Glacial).
- 2 بوتاسيوم أيوديد على هيئة حبيبات.
- 3 محلول عيارى من الصوديوم ثيو صلفات ويتم تحضيره بإذابة 25 جم من مادة الصوديوم ثيو صلفات المائي (5 جزيئات ماء) Na₂SO₃.5H₂O فى واحد لتر من

الماء المقطر المغلى ويتم معيارته باستخدام محلول 0.1 عيارى من البوتاسيوم ثنائى الكرومات $K_2Cr_2O_7$.

دليل النشا

ضع 5 جم من النشا فى هاون (Mortar) يضاف اليهم قليل من الماء ثم يطحن حتى يصبح على هيئة فيلم ويخفف بالماء المقطر الى واحد لتر يحفظ لمدة يومان قبل الاستخدام.

الطريقة

- يضاف الى العينة 5 مل من حمض الخليك المركز او اكثر وذلك لاختزال الاس الهيدروجينى ليصبح الوسط حامضى فى الحدود 3-4 ثم يضاف حوالى 1 جم من البوتاسيوم أيوديد (KI) وترج العينة جيدا.
- يتم معايرة العينة باستخدام محلول عيارى 0.025 من الصوديوم ثيوسلفات حتى يختفى اللون الاصفر يضاف حوالى امل من الدليل (النشا) ويتم اضافة محلول الثيوسلفات من السحاحة حتى يختفى اللون الازرق.
- حساب النتائج:

مليجرام من الكلور محسوب على هيئة Cl_2 / لتر

$$= (أ \times ع \times 35.45) / \text{حجم العينة بالمليمتر} \times 1000$$

حيث أن: أ = مللى من محلول الثيوسلفات

ع = عيارية الثيوسلفات

الصفات الطبيعية و الكيميائية للمركبات الغير عضوية للمياه

Natural & Chemical Characteristics of Inorganic Compounds in Water

الملحقات
Annexes

د/ جميله حسين على

November 2008

Deutsche Gesellschaft für Technische
Zusammenarbeit - GTZ
Water and Wastewater Management
Programme
GTZ Project No. 06.2006.3

الملحق الأول

Annex 1

GENERAL WATER CHEMISTRY

Water is the essence of life. Without water, human beings cannot live for more than a few days. It plays a vital role in nearly every function of the body. Access to safe water is a fundamental human need and, therefore, the strategies for water quality assessment are developed. Water bodies can be fully characterized by the three major components: hydrology, physico-chemistry and biology. A complete assessment of water quality is based on appropriate monitoring of these components.

1- Hydrodynamic features

The hydrological cycle is the inland freshwaters which appear in the form of rivers, lakes or groundwaters. These are closely inter-connected and may influence each other directly or through intermediate stages. Each of the three principal types of water body has different hydrodynamic properties.

2- Physical and chemical properties

Each freshwater body has an individual pattern of physical and chemical characterization which determined by the climatic, geomorphological and geochemical conditions prevailing for each water body.

3- Biological characteristics

The development of biota (flora and fauna) in surface waters is governed by a variety of environmental conditions which determine the selection of species as well as the physiological performance of individual organisms.

The methods employed to measure the selected variables depend on access to equipment and reagents, availability of technical staff and their degree of expertise, and the level of accuracy required.

PHYSICAL AND CHEMICAL WATER CHARACTERISTICS

I- Hydrological variables

Determining the hydrological regime of a water body is an important aspect of a water quality assessment. Discharge measurements, for example, are necessary for mass flow or mass balance calculations and as inputs for water quality models.

I-1-Velocity

The velocity (sometimes referred to as the flow rate) of a water body can significantly affect its ability to assimilate and transport pollutants. Water velocity can vary within a day, as well as from day to day and season to season, depending on hydrometeorological influences and the nature of the catchment area. It is important, therefore, to record the time when measurements are taken and every attempt should be made to measure velocity at the same sites as other water quality samples are collected. Velocity is determined (in m s^{-1}) with current meters or tracers, such as dyes. Measurements are usually averaged over a period of 1-2 minutes.

I-2-Discharge

The discharge is the volume flowing for a given period of time. For rivers, it is usually expressed as $\text{m}^3 \text{s}^{-1}$ or $\text{m}^3 \text{a}^{-1}$. The amount of suspended and dissolved matter in a water body depends on the discharge and is a product of the concentration and the discharge. Substances introduced artificially into a water body, such as trace elements and organic matter, tend to occur at decreasing concentrations with increasing river discharge. If a pollutant is

introduced into a river at a constant rate, the concentration in the receiving water can be estimated from the quantity input divided by the river discharge. Sedimentation and resuspension can, however, affect this simple relationship.

I-3-Water level

Measurement of water level is important to determine the hydrological regime of lakes, reservoirs and groundwaters and the interaction between groundwaters and surface waters. Measurement of water level is necessary for mass flow calculations in lakes and groundwaters and must be measured at the time and place of water sampling.

I-4-Suspended matter dynamics

Suspended particulate matter consists of material originating from the surface of the catchment area, eroded from river banks or lake shores and resuspended from the bed of the water body.

Measurement of suspended matter transport is particularly important where it is responsible for pollutant transport and in such cases its measurements should be undertaken frequently. Suspended matter concentrations should be measured along with the other hydrological variables. In rivers of uniform cross-section, a single sample point may be adequate, whereas for other rivers, multiple points or multiple depths, integrated sampling is necessary. Such samples should be taken at the same points as water velocity measurements and other water quality samples.

II-General variables

II-1-Temperature

Water bodies undergo temperature variations along with normal climatic fluctuations. These variations occur seasonally and, in some water bodies, over periods of 24 hours. Lakes and reservoirs may

also exhibit vertical stratification of temperature within the water column. The temperature of surface waters is influenced by latitude, altitude, season, time of day, air circulation, cloud cover and the flow and depth of the water body. In turn, temperature affects physical, chemical and biological processes in water bodies and, therefore, the concentration of many variables. As water temperature increases, the rate of chemical reactions generally increases together with the evaporation and volatilisation of substances from the water.

Increased temperature also decreases the solubility of gases in water, such as O₂, CO₂, N₂, CH₄ and others. The metabolic rate of aquatic organisms is also related to temperature, and in warm waters, respiration rates increase leading to increased oxygen consumption and increased decomposition of organic matter. Growth rates also increase (this is most noticeable for bacteria and phytoplankton which double their populations in very short time periods) leading to increased water turbidity, macrophyte growth and algal blooms, when nutrient conditions are suitable. Temperature should be measured in situ, using a thermometer or thermistor. Some meters designed to measure oxygen or conductivity can also measure temperature.

II-2-Colour

The colour and the turbidity of water determine the depth to which light is transmitted. This, in turn, controls the amount of primary productivity that is possible by controlling the rate of photosynthesis of the algae present. Apparent colour is caused by coloured particulates and the refraction and reflection of light on suspended particulates. Colour can be measured by the comparison of water samples with a series of dilutions of potassium chloroplatinate and crystalline cobaltous chloride. The units are called platinum-cobalt units based on 1 mg l⁻¹ Pt. Natural waters can range from < 5 in very clear waters to 300 units in dark peaty waters.

II-3-Odour

Water odour is usually the result of labile, volatile organic compounds and may be produced by phytoplankton and aquatic plants or decaying organic matter. Industrial and human wastes can also create odors, either directly or as a result of stimulating biological activity. Organic compounds, inorganic chemicals, oil and gas can all impart odour to water although an odour does not automatically indicate the presence of harmful substances. Odour can be measured in terms of the greatest dilution of a sample, or the number of times a sample has to be halved with odour-free water, that yields the least definitely perceptible odour. The former method is known as the Threshold Odour Number (TON) and the latter method as the Odour Intensity Index (OII). Both methods suffer from the subjective variability of different human judges.

II-4-Residue and total suspended solids

The term “residue” applies to the substances remaining after evaporation of a water sample and its subsequent drying in an oven at a given temperature. It is approximately equivalent to the total content of dissolved and suspended matter in the water since half of the bicarbonate (the dominant anion in most waters) is transformed into CO₂ during this process. The term “solids” is widely used for the majority of compounds which are present in natural waters and remain in a solid state after evaporation (some organic compounds will remain in a liquid state after the water has evaporated). Total suspended solids (TSS) and total dissolved solids (TDS) correspond to non-filterable and filterable residue, respectively. “Fixed solids” and “volatile solids” correspond to the remainder after oven-drying, and to the loss after oven-drying at a given temperature, respectively. The latter two determinations are now less frequently carried out. Residue determination is based on gravimetric measurement after

following the appropriate procedures, i.e. filtration, evaporation, drying and ignition. The results of residue determination depend on the precise details of these procedures. Total suspended solids are the solids retained on a standard filter (usually a glass fibre “GF/C” grade) and dried to a constant weight at 105° C (Bartram and Ballance, 1996).

II-5-Suspended matter, turbidity and transparency

The type and concentration of suspended matter controls the turbidity and transparency of the water. Suspended matter consists of silt, clay, fine particles of organic and inorganic matter, soluble organic compounds, plankton and other microscopic organisms. Turbidity results from the scattering and absorption of incident light by the particles, and the transparency is the limit of visibility in the water. Both can vary seasonally according to biological activity in the water column and surface run-off carrying soil particles. At a given river station turbidity can often be related to TSS. Transparency can be measured to indicate the level of biological activity. It is determined by lowering a circular disc, called a Secchi disc, on a calibrated cable into the water until it just disappears. The depth at which it disappears, and just reappears, is recorded as the depth of transparency. A Secchi disc is usually 20-30 cm in diameter (although the result is not affected by the disc diameter), and colored white or with black and white sectors. Turbidity should be measured in the field but, if necessary, samples can be stored in the dark for not more than 24 hours. Settling during storage, and changes in pH leading to precipitation, can affect the results during storage. The most reliable method of determination uses nephelometry (light scattering by suspended particles) by means of a turbidity meter which gives values in Nephelometric Turbidity Units (NTU).

II-6-Conductivity

Conductivity, or specific conductance, is a measure of the ability of water to conduct an electric current. It is sensitive to variations in dissolved solids, mostly mineral salts. The degrees to which these dissociate into ions, the amount of electrical charge on each ion, ion mobility and the temperature of the solution all have an influence on conductivity. Conductivity is expressed as microsiemens per centimeter ($\mu\text{S cm}^{-1}$) and, for a given water body, is related to the concentrations of total dissolved solids and major ions (see Figure 10.14). Total dissolved solids (in mg l^{-1}) may be obtained by multiplying the conductance by a factor which is commonly between 0.55 and 0.75. This factor must be determined for each water body, but remains approximately constant provided the ionic proportions of the water body remain stable. The multiplication factor is close to 0.67 for waters in which sodium and chloride dominate, and higher for waters containing high concentrations of sulphate.

II-7-pH, acidity and alkalinity

The pH is an important variable in water quality assessment as it influences many biological and chemical processes within a water body and all processes associated with water supply and treatment. When measuring the effects of an effluent discharge, it can be used to help determine the extent of the effluent plume in the water body. The pH is a measure of the acid balance of a solution and is defined as the negative of the logarithm to the base 10 of the hydrogen ion concentration. The pH scale runs from 0 to 14 (i.e. very acidic to very alkaline), with pH 7 representing a neutral condition. At a given temperature, pH (or the hydrogen ion activity) indicates the intensity of the acidic or basic character of a solution and is controlled by the dissolved chemical compounds and biochemical processes in the solution. In unpolluted waters, pH is principally controlled by the balance between the carbon dioxide, carbonate and bicarbonate ions

as well as other natural compounds such as humic and fulvic acids. The natural acid-base balance of a water body can be affected by industrial effluents and atmospheric deposition of acid-forming substances. Acidity and alkalinity are the base- and acid-neutralising capacities (ANC) of water and are usually expressed as mmol l⁻¹. When the water has no buffering capacity they are inter-related with pH. However, as most natural waters contain weak acids and bases, acidity and alkalinity are usually determined as well as pH. The acidity of water is controlled by strong mineral acids, weak acids such as carbonic, humic and fulvic, and hydrolysing salts of metals (e.g. iron, aluminium), as well as by strong acids. It is determined by titration with a strong base, up to pH 4 (free acidity) or to pH 8.3 (total acidity). The alkalinity of water is controlled by the sum of the titratable bases. It is mostly taken as an indication of the concentration of carbonate, bicarbonate and hydroxide, but may include contributions from borate, phosphates, silicates and other basic compounds. Waters of low alkalinity (< 24 ml l⁻¹ as CaCO₃) have a low buffering capacity and can, therefore, be susceptible to alterations in pH, for example from atmospheric, acidic deposition. Alkalinity is determined by titration. The amount of strong acid needed to lower the pH of a sample to 8.3 gives the free alkalinity, and to pH 4 gives the total alkalinity. Ideally, pH should be determined in situ, or immediately after the sample is taken, as so many natural factors can influence it. Accurate measurement of pH is usually undertaken electrometrically with a glass electrode, many of which are suitable for field use and for continuous measurement and recording. A rough indication of pH can be obtained colorimetrically with indicator dyes. As pH is temperature dependent, the water temperature must also be measured in order to determine accurately the pH. If field measurement is not possible, samples must be transported to the laboratory in completely full, tightly Stoppard bottles with no preservatives added.

II-8-Redox potential

The redox potential (Eh) characterizes the oxidation-reduction state of natural waters. Ions of the same element but different oxidation states form the redox-system which is characterized by a certain value. Organic compounds can also form redox-systems. The co-existence of a number of such systems leads to an equilibrium which determines the redox-state of the water and is, in turn, characterized by the Eh value. Oxygen, iron and sulphur, as well as some organic systems are the most influential in determining Eh. For example, Eh values increase and may reach + 700 mV when dissolved oxygen concentrations increase. The presence of hydrogen sulphide is usually associated with a sharp decrease in Eh (down to - 100 mV or more) and is evidence of reducing conditions. The Eh may vary in natural waters from - 500 mV to + 700 mV. Surface waters and groundwaters containing dissolved oxygen are usually characterized by a range of Eh values between + 100 mV and + 500 mV. The Eh of mineral waters connected with oil deposits is significantly lower than zero and may even reach the limit value of - 500 mV. Redox potential is determined potentiometrically and may be measured in situ in the field. Considerable difficulty has been experienced by many workers in obtaining reliable Eh measurements. Therefore, the results and interpretation of any Eh measurements should be treated with caution. As Eh depends on the gas content of the water it can be very variable when the water is in contact with air. Therefore, determination of Eh should be made immediately after sampling whenever in situ determination is not possible, and for groundwater it is recommended that Eh is measured "in-line" in the flowing discharge of a pump.

II-9-Dissolved oxygen

Oxygen is essential to all forms of aquatic life, including those organisms responsible for the self-purification processes in natural waters. The oxygen content of natural waters varies with temperature, salinity, turbulence, the photosynthetic activity of algae and plants, and atmospheric pressure. The solubility of oxygen decreases as temperature and salinity increase. Dissolved oxygen can also be expressed in terms of percentage saturation, and levels less than 80 per cent saturation in drinking water can usually be detected by consumers as a result of poor odour and taste. Determination of DO concentrations is a fundamental part of a water quality assessment since oxygen is involved in, or influences, nearly all chemical and biological processes within water bodies.

Concentrations below 5 mg l⁻¹ may adversely affect the functioning and survival of biological communities and below 2 mg l⁻¹ may lead to the death of most fish. The measurement of DO can be used to indicate the degree of pollution by organic matter, the destruction of organic substances and the level of self-purification of the water. Its determination is also used in the measurement of biochemical oxygen demand (BOD). There are two principal methods for determination of dissolved oxygen. The older, titration method (often called the Winkler method) involves the chemical fixation of the oxygen in a water sample collected in an air-tight bottle. Fixation is carried out in the field and the analysis, by titration, is carried out in the laboratory. The method is time consuming but can give a high degree of precision and accuracy. It is suitable for most kinds of water and enables samples to be taken and stored. The alternative membrane electrode, or oxygen probe, method is quick and can be used in situ or for continuous monitoring, although a high degree of accuracy may be difficult to maintain. Samples taken for analysis by titration must be taken with great care to ensure no air bubbles are trapped in the bottle, which must be filled to overflowing and

Stoppard. The necessary reagents must be added for oxygen fixation immediately the sample is taken and the bottles must be protected from sunlight until the determination is carried out, which should be as soon as possible. Regardless of the analytical method, the water temperature must be measured at the time of sampling.

II-10-Carbon dioxide

Carbon dioxide (CO_2) is highly soluble in water and atmospheric CO_2 is absorbed at the air-water interface. In addition, CO_2 is produced within water bodies by the respiration of aquatic biota, during aerobic and anaerobic heterotrophic decomposition of suspended and sedimented organic matter. Carbon dioxide dissolved in natural water is part of an equilibrium involving bicarbonate and carbonate ions. The concentrations of these forms are dependent to some extent on the pH. Free CO_2 is that component in gaseous equilibrium with the atmosphere, whereas total CO_2 is the sum of all inorganic forms of carbon dioxide, i.e. CO_2 , H_2CO_3 , HCO_3^- and CO_3^{2-} . Both CO_2 and HCO_3^- can be incorporated into organic carbon by autotrophic organisms. Free CO_2 comprises the concentrations of CO_2 plus H_2CO_3 , although the latter carbonate form is minimal in most surface waters as they rarely exceed pH 9. At high concentrations of free carbonic acid (pH 4.5 or lower), water becomes corrosive to metals and concrete as a result of the formation of soluble bicarbonates. The ability to affect the calcium carbonate component of concrete has led to the term aggressive carbonic acid or aggressive CO_2 , which is also termed free CO_2 . Determination of free CO_2 is usually by titration methods and total CO_2 by calculation from pH and alkalinity estimates. The latter method is subject to some interference and can be rather inaccurate.

II-11-Hardness

The hardness of natural waters depends mainly on the presence of dissolved calcium and magnesium salts. The total content of these salts is known as general hardness, which can be further divided into carbonate hardness (determined by concentrations of calcium and magnesium hydrocarbonates), and non-carbonate hardness (determined by calcium and magnesium salts of strong acids).

Hydrocarbonates are transformed during the boiling of water into carbonates, which usually precipitate. Therefore, carbonate hardness is also known as temporary or removed, whereas the hardness remaining in the water after boiling is called constant. Depending on the indicator used, either general hardness (using eriochrome black T) or calcium hardness (using murexide) can be determined.

Magnesium hardness is calculated from the difference between the two determinations. Carbonate hardness is determined by acidbase titration. Hardness may also be determined from the sum of the divalent ions analysed individually (e.g. by atomic absorption spectrophotometry).

III-Nutrients

III-1-Nitrogen compounds

Nitrogen is essential for living organisms as an important constituent of proteins, including genetic material. Plants and micro-organisms convert inorganic nitrogen to organic forms. In the environment, inorganic nitrogen occurs in a range of oxidation states as nitrate (NO_3^-) and nitrite (NO_2^-), the ammonium ion (NH_4^+) and molecular nitrogen (N_2). It undergoes biological and non-biological transformations in the environment as part of the nitrogen cycle.

III-1.A.-Ammonia

Ammonia occurs naturally in water bodies arising from the breakdown of nitrogenous organic and inorganic matter in soil and water, excretion by biota, reduction of the nitrogen gas in water by micro-organisms and from gas exchange with the atmosphere. It is also discharged into water bodies by some industrial processes (e.g. ammonia based pulp and paper production) and also as a component of municipal or community waste. At certain pH levels, high concentrations of ammonia (NH_3) are toxic to aquatic life and, therefore, detrimental to the ecological balance of water bodies. Samples intended for the detection of ammonia should be analyzed within 24 hours. If this is not possible the sample can be deep frozen or preserved with 0.8 ml of sulphuric acid (H_2SO_4) for each liter of sample and then stored at 4° C. Prior to analysis any acid used as a preservative should be neutralised. There are many methods available for measuring ammonia ions. The simplest, which are suitable for waters with little or no pollution, are colorimetric methods using Nessler's reagent or the phenate method. For high concentrations of ammonia, such as occur in wastewaters, a distillation and titration method is more appropriate. Total ammonia nitrogen is also determined as part of the Kjeldahl method.

III-1.B.-Nitrate and nitrite

The nitrate ion (NO_3^-) is the common form of combined nitrogen found in natural waters. It may be biochemically reduced to nitrite (NO_2^-) by denitrification processes, usually under anaerobic conditions. The nitrite ion is rapidly oxidized to nitrate. Natural sources of nitrate to surface waters include igneous rocks, land drainage and plant and animal debris. Nitrate is an essential nutrient for aquatic plants and seasonal fluctuations can be caused by plant growth and decay. Nitrate occurs naturally in groundwaters as a result of soil leaching but in areas of high nitrogen fertiliser

application it may reach very high concentrations ($\sim 500 \text{ mg l}^{-1} \text{ NO}_3\text{-N}$). Nitrite concentrations in freshwaters are usually very low, $0.001 \text{ mg l}^{-1} \text{ NO}_2\text{-N}$, and rarely higher than $1 \text{ mg l}^{-1} \text{ NO}_2\text{-N}$. High nitrite concentrations are generally indicative of industrial effluents and are often associated with unsatisfactory microbiological quality of water. Determination of nitrate plus nitrite in surface waters gives a general indication of the nutrient status and level of organic pollution. Samples taken for the determination of nitrate and/or nitrite should be collected in glass or polyethylene bottles and filtered and analyzed immediately. If this is not possible, 2-4 ml of chloroform per liter can be added to the sample to retard bacterial decomposition. The sample can be cooled and then stored at $3-4^\circ\text{C}$. Nitrite concentrations can be determined using spectrophotometric methods.

III-1.C. Organic nitrogen

Organic nitrogen consists mainly of protein substances (e.g. amino acids, nucleic acids and urine) and the product of their biochemical transformations (e.g. humic acids and fulvic acids). Organic nitrogen is naturally subject to the seasonal fluctuations of the biological community because it is mainly formed in water by phytoplankton and bacteria, and cycled within the food chain. Increased concentrations of organic nitrogen could indicate pollution of a water body. Organic nitrogen is usually determined using the Kjeldahl method which gives total ammonia nitrogen plus total organic nitrogen (Kjeldahl N).

III-2-Phosphorus compounds

Phosphorus is an essential nutrient for living organisms and exists in water bodies as both dissolved and particulate species. It is generally the limiting nutrient for algal growth and, therefore, controls the primary productivity of a water body. Artificial increases in concentrations due to human activities are the principal cause of

eutrophication. In natural waters and in wastewaters, phosphorus occurs mostly as dissolved orthophosphates and polyphosphates, and organically bound phosphates. Natural sources of phosphorus are mainly the weathering of phosphorus-bearing rocks and the decomposition of organic matter. Domestic waste-waters (particularly those containing detergents), industrial effluents and fertiliser run-off contribute to elevated levels in surface waters. As phosphorus is an essential component of the biological cycle in water bodies, it is often included in basic water quality surveys or background monitoring programmes. High concentrations of phosphates can indicate the presence of pollution and are largely responsible for eutrophic conditions. Phosphorus concentrations are usually determined as orthophosphates, total inorganic phosphate or total phosphorus (organically combined phosphorus and all phosphates). The dissolved forms of phosphorus are measured after filtering the sample through a pre-washed 0.45 µm pore diameter membrane filter.

IV-Organic matter

Most freshwaters contain organic matter which can be measured as total organic carbon (TOC). For comparative purposes an indication of the amount of organic matter present can be obtained by measuring related properties, principally the biochemical oxygen demand (BOD) or the chemical oxygen demand (COD). The COD usually includes all, or most, of the BOD as well as some other chemical demands. In most samples, $COD > BOD > TOC$. However, in some situations this relationship may not be true, such as when the sample contains toxic substances.

IV-1-Total organic carbon

Organic carbon in freshwaters arises from living material (directly from plant photosynthesis or indirectly from terrestrial organic

matter) and also as a constituent of many waste materials and effluents. Consequently, the total organic matter in the water can be a useful indication of the degree of pollution. Total organic carbon is determined without filtration of the sample. Samples for TOC determination should be stored in dark glass bottles, with minimum exposure to light or air, at 3-4° C for no more than seven days prior to analysis. Alternatively, samples can be acidified with sulphuric acid to pH 2 or less.

IV-2-Chemical oxygen demand

The chemical oxygen demand (COD) is a measure of the oxygen equivalent of the organic matter in a water sample that is susceptible to oxidation by a strong chemical oxidant, such as dichromate. The COD is widely used as a measure of the susceptibility to oxidation of the organic and inorganic materials present in water bodies and in the effluents from sewage and industrial plants.

IV-3-Biochemical oxygen demand

The biochemical oxygen demand (BOD) is an approximate measure of the amount of biochemically degradable organic matter present in a water sample. It is defined by the amount of oxygen required for the aerobic micro-organisms present in the sample to oxidise the organic matter to a stable inorganic form.

IV-4-Humic and fulvic acids

Organic matter arising from living organisms makes an important contribution to the natural quality of surface waters. The composition of this organic matter is extremely diverse. Natural organic compounds are not usually toxic, but exert major controlling effects on the hydrochemical and biochemical processes in a water body. Some natural organic compounds significantly affect the quality of water for certain uses, especially those which depend on

organoleptic properties (taste and smell). During chlorination for drinking water disinfection, humic and fulvic acids act as precursor substances in the formation of trihalomethanes such as chloroform.

V-Major ions

Major ions (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , K^+ , Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^-) are naturally very variable in surface and groundwaters due to local geological, climatic and geographical conditions (see Tables 6.2, 6.3 and 9.4).

V-1-Sodium

All natural waters contain some sodium since sodium salts are highly water soluble and it is one of the most abundant elements on earth. It is found in the ionic form (Na^+), and in plant and animal matter (it is an essential element for living organisms). Increased concentrations in surface waters may arise from sewage and industrial effluents and from the use of salts on roads to control snow and ice.

V-2-Potassium

Potassium (as K^+) is found in low concentrations in natural waters since rocks which contain potassium are relatively resistant to weathering. However, potassium salts are widely used in industry and in fertilizers for agriculture and enter freshwaters with industrial discharges and run-off from agricultural land. Potassium is usually found in the ionic form and the salts are highly soluble. It is readily incorporated into mineral structures and accumulated by aquatic biota as it is an essential nutritional element.

V-3-Calcium

Calcium is present in all waters as Ca^{2+} and is readily dissolved from rocks rich in calcium minerals, particularly as carbonates and sulphates, especially limestone and gypsum. The cation is abundant in surface and groundwaters. The salts of calcium, together with

those of magnesium, are responsible for the hardness of water. Industrial, as well as water and wastewater treatment, processes also contribute calcium to surface waters. Acidic rainwater can increase the leaching of calcium from soils. Calcium compounds are stable in water when carbon dioxide is present, but calcium concentrations can fall when calcium carbonate precipitates due to increased water temperature, photosynthetic activity or loss of carbon dioxide due to increases in pressure. Calcium is an essential element for all organisms and is incorporated into the shells of many aquatic invertebrates, as well as the bones of vertebrates.

V-4-Magnesium

Magnesium is common in natural waters as Mg^{2+} , and along with calcium, is a main contributor to water hardness. Magnesium arises principally from the weathering of rocks containing ferromagnesium minerals and from some carbonate rocks.

V-5-Carbonates and bicarbonates

The presence of carbonates (CO_3^{2-}) and bicarbonates (HCO_3^-) influences the hardness and alkalinity of water. The inorganic carbon component (CO_2) arises from the atmosphere and biological respiration. The weathering of rocks contributes carbonate and bicarbonate salts. In areas of noncarbonated rocks, the HCO_3^- and CO_3^{2-} originate entirely from the atmosphere and soil CO_2 , whereas in areas of carbonate rocks, the rock itself contributes approximately 50 per cent of the carbonate and bicarbonate present. The relative amounts of carbonates, bicarbonates and carbonic acid in pure water are related to the pH.

V-6-Chloride

Most chlorine occurs as chloride (Cl^-) in solution. It enters surface waters with the atmospheric deposition of oceanic aerosols, with the weathering of some sedimentary rocks (mostly rock salt deposits) and from industrial and sewage effluents, and agricultural and road run-off. High concentrations of chloride can make waters unpalatable and, therefore, unfit for drinking or livestock watering.

V-7-Sulphate

Sulphate is naturally present in surface waters as SO_4^{2-} . It arises from the atmospheric deposition of oceanic aerosols and the leaching of sulphur compounds, either sulphate minerals such as gypsum or sulphide minerals such as pyrite, from sedimentary rocks. It is the stable, oxidized form of sulphur and is readily soluble in water (with the exception of lead, barium and strontium sulphates which precipitate). Industrial discharges and atmospheric precipitation can also add significant amounts of sulphate to surface waters. Sulphate can be used as an oxygen source by bacteria which convert it to hydrogen sulphide (H_2S , HS^-) under anaerobic conditions.

VI- Other inorganic variables

VI-1-Sulphide

Sulphide enters groundwaters as a result of the decomposition of sulphurous minerals and from volcanic gases. Sulphide formation in surface waters is principally through anaerobic, bacterial decay of organic substances in bottom sediments and stratified lakes and reservoirs. Traces of sulphide ion occur in unpolluted bottom sediments from the decay of vegetation, but the presence of high concentrations often indicates the occurrence of sewage or industrial wastes. Under aerobic conditions, the sulphide ion converts rapidly to sulphur and sulphate ions.

VI-2- Silica

Silica is widespread and always present in surface and groundwaters. It exists in water in dissolved, suspended and colloidal states. Dissolved forms are represented mostly by silicic acid, products of its dissociation and association, and organosilicon compounds. Reactive silicon (principally silicic acid but usually recorded as dissolved silica (SiO_2) or sometimes as silicate (H_4SiO_4)) mainly arises from chemical weathering of siliceous minerals. Silica may be discharged into water bodies with wastewaters from industries using siliceous compounds in their processes such as potteries, glass works and abrasive manufacture. Silica is also an essential element for certain aquatic plants (principally diatoms).

VI-3- Fluoride

Fluoride originates from the weathering of fluoride-containing minerals and enters surface waters with run-off and groundwaters through direct contact. Liquid and gas emissions from certain industrial processes (such as metal-and chemical-based manufacturing) can also contribute fluoride ions (F^-) to water bodies.

VI-4- Boron

Boron is a natural component of freshwaters arising from the weathering of rocks, soil leaching, volcanic action and other natural processes. Industries and municipal wastewaters also contribute boron to surface waters. In addition, agricultural run-off may contain boron, particularly in areas where it is used to improve crop yields or as a pesticide. Boric acid, which does not readily dissociate, is the predominant species in freshwaters.

VI-5-Cyanide

Compounds of cyanide enter freshwaters with wastewaters from industries such as the electroplating industry. Cyanides occur in

waters in ionic form or as weakly dissociated hydrocyanic acid. In addition, they may occur as complex compounds with metals. The toxicity of cyanides depends on their speciation; some ionic forms and hydrocyanic acid are highly toxic. The toxicity of complex compounds of cyanide depends on their stability. Weak complexes formed with metals such as zinc, lead and cadmium are extremely toxic. Copper complexes are less toxic, and cobalt and ferrous complexes are only weak toxicants.

VII-Metals

The ability of a water body to support aquatic life, as well as its suitability for other uses, depends on many trace elements. Some metals, such as Mn, Zn and Cu, when present in trace concentrations are important for the physiological functions of living tissue and regulate many biochemical processes. The same metals, however, discharged into natural waters at increased concentrations in sewage, industrial effluents or from mining operations can have severe toxicological effects on humans and the aquatic ecosystem. Water pollution by heavy metals as a result of human activities is causing serious ecological problems in many parts of the world. Generally, trace amounts of metals are always present in freshwaters from the weathering of rocks and soils. In addition, particularly in developed countries, industrial wastewater discharges and mining are major sources of metals in freshwaters. The toxicity of metals in water depends on the degree of oxidation of a given metal ion together with the forms in which it occurs. Metals in natural waters can exist in truly dissolved, colloidal and suspended forms. The proportion of these forms varies for different metals and for different water bodies. Consequently, the toxicity and sedimentation potential of metals change, depending on their forms. The assessment of metal pollution is an important aspect of most water quality assessment programmes. The Global Environment

Monitoring System (GEMS) programme GEMS/WATER includes ten metals: Al, Cd, Cr, Cu, Fe, Hg, Mn, Ni, Pb, Zn. Arsenic and Se (which are not strictly metals) are also included. The United States Environmental Protection Agency (US EPA) considers eight trace elements as high priority: As, Cd, Cu, Cr, Pb, Hg, Ni and Zn. Most other countries include the same metals in their priority lists. However, other highly toxic metals such as Be, Tl, V, Sb, Mo should also be monitored where they are likely to occur. The absence of iron and manganese in some priority lists results from their frequent classification as major elements.

VIII-Organic contaminants

VIII-1-General principles

Many thousands of individual organic compounds enter water bodies as a result of human activities. These compounds have significantly different physical, chemical and toxicological properties. Monitoring every individual compound is not feasible. However, it is possible to select priority organic pollutants based on their prevalence, toxicity and other properties.

VIII-2-Mineral oil and petroleum products

Mineral oil and petroleum products are major pollutants responsible for ecological damage especially in inland surface waters. At present, more than 800 individual compounds have been identified in mineral oils. Among them are low- and highmolecular weight aliphatic, aromatic and naphthenic hydrocarbons (or petroleum products), high-molecular unsaturated heterocyclic compounds (resins and asphaltenes) as well as numerous oxygen, nitrogen and sulphur compounds.

VIII-3-Phenols

Phenols are an important group of pollutants which enter water bodies in the waste discharges of many different industries. They are also formed naturally during the metabolism of aquatic organisms, biochemical decay and transformation of organic matter, in the water column and in bottom sediments. Phenols are aromatic compounds with one or few hydroxy groups. They are easily biochemically, photochemically or chemically oxidised. As a result, they have detrimental effects on the quality and ecological condition of water bodies through direct effects on living organisms and the significant alteration of biogeous elements and dissolved gases, principally oxygen.

VIII-4-Pesticides

Pesticides are chemical compounds toxic to certain living organisms, from bacteria and fungi up to higher plants and even mammals. Most pesticides are compounds which do not occur naturally in the environment and, therefore, detectable concentrations indicate pollution. There are approximately 10,000 different pesticides currently available. The most widely used are insecticides (for extermination of insects), herbicides (for extermination of weeds and other undesirable plants) and fungicides (for preventing fungal diseases). The mode of action of a pesticide is determined by its chemical structure. These structures are similar for the related compounds which comprise separate classes of pesticides such as the organochlorine pesticides, organophosphorus pesticides, the carbamate pesticides, the triazine herbicides and chlorphenolic acids.

VIII-4.A.-Organochlorine pesticides.

Environmental levels of organochlorine pesticides tend to be higher than other pesticides because of their widespread and prolonged use, combined with their great chemical stability. Organochlorine

pesticides are chlorine derivatives of polynuclear hydrocarbons (e.g. DDT), cycloparaffins (e.g. hexachlorocyclohexane (HCH)), compounds of the diene series (e.g. heptachlor) and aliphatic carbonic acids (e.g. propanide). Most of the compounds are hydrophobic (insoluble in water) but highly soluble in hydrocarbons and fats. They have the ability to accumulate in biological tissues, reaching much higher concentrations in certain aquatic biota than in the surrounding water and sediments

VIII-4.B.-Organophosphorus pesticides

Organophosphorus pesticides are complex esters of phosphoric, thiophosphoric and other phosphorus acids. They are widely applied as insecticides, acaricides and defoliants. Their relatively low chemical and biochemical stability is an advantage because many decompose in the environment within a month. Organophosphorus pesticides, like organochlorine pesticides, are readily adsorbed onto suspended matter. Photolysis, as well as hydrolytic, oxidation and enzyme decay processes are the principal mechanisms of decay, resulting in detoxification.

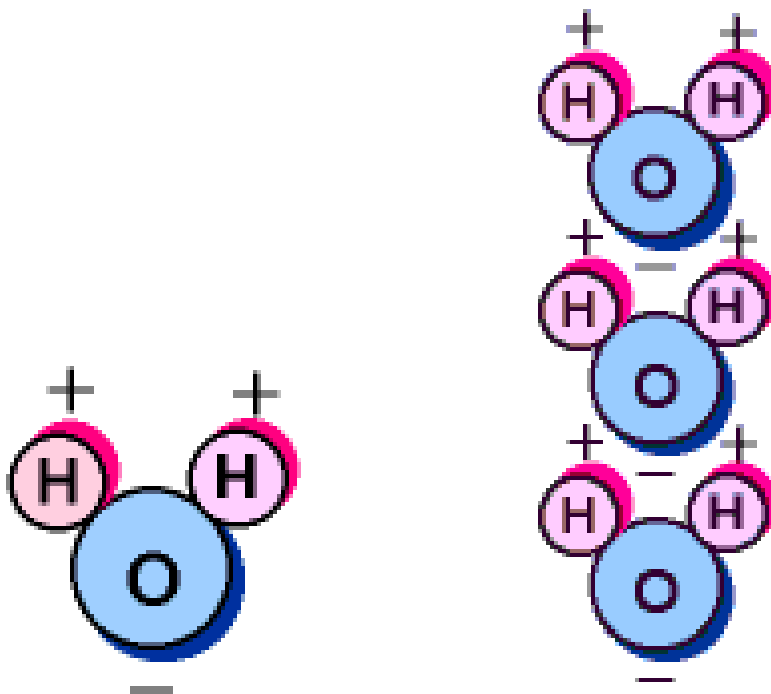
VIII-5-Surfactants

Synthetic surfactants are compounds belonging to different chemical classes but containing a weak-polar hydrophobic radical (e.g. alkyl or alkylaryl) and one or more polar groups. They can be classified into anionic (negatively charged), cationic (positively charged) and nonionic (non-ionising). Anionic surfactants are the most widely produced and used, usually as detergents. Surfactants enter water bodies with industrial and household wastewaters. Atmospheric inputs (originating from atmospheric discharges from surfactant-producing plants) in the form of precipitation are also significant. Surfactants can exist in surface waters in the dissolved or adsorbed states, as well as in the surface film of water bodies, because they

have a pronounced ability to concentrate at the air-water or water-sediment interface. Although surfactants are not highly toxic, they can affect aquatic biota.

WATER AS A SOLVENT

- Pure water is virtually colorless and has no taste or smell. But the hidden qualities of water make it a most interesting subject.
- Water's chemical description is H_2O that is one atom of oxygen bound to two atoms of hydrogen. The hydrogen atoms are "attached" to one side of the oxygen atom, resulting in a water molecule having a positive charge on the side where the hydrogen atoms are and a negative charge on the other side, where the oxygen atom is. Since opposite electrical charges attract, water molecules tend to attract each other, making water kind of "sticky". The side with the hydrogen atoms (positive charge) attracts the oxygen side (negative charge) of a different water molecule.



- Water is called the "universal solvent" because it dissolves more substances than any other liquid. This means that wherever water

goes, either through the ground or through our bodies, it takes along valuable chemicals, minerals, and nutrients.

- Pure water has a neutral pH of 7, which is neither acidic nor basic.
- Water is unique in that it is the only natural substance that is found in all three states -- liquid, solid (ice), and gas (steam).
- Water has a high specific heat index. This means that water can absorb a lot of heat before it begins to get hot. This is why water is valuable to industries and in your car's radiator as a coolant. The high specific heat index of water also helps regulate the rate at which air changes temperature, which is why the temperature change between seasons is gradual rather than sudden, especially near the oceans.
- Water has a very high surface tension. In other words, water is sticky and elastic, and tends to clump together in drops rather than spread out in a thin film. Surface tension is responsible for capillary action, which allows water (and its dissolved substances) to move through the roots of plants and through the tiny blood vessels in our bodies.

CHEMICAL WATER ANALYSIS

When placed in water, inorganic compounds dissociate into electrically charged atoms and radicals referred to as ions. This breakdown of substances into their constituent ions is called ionization.

pH and chemical reactions

Water (H₂O) dissociates to only a slight degree yielding a positive hydrogen ion and a negative one hydroxyl ion

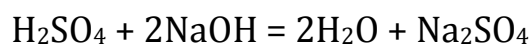


Since the logarithm of 1 over 10⁻⁷ is 7, the pH at neutrality is 7. When an acid is added to water, the hydrogen ion concentration increases resulting in a lower pH number. Conversely, when an alkaline substance is added, the OH⁻ ions unit with the free H⁺, lowering the hydrogen ion concentration causing a higher pH.

	Acid range	Basic range
0	7	14

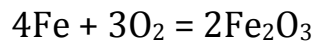
Acid-base Reactions (neutralization)

Sulfuric acid added to water dissociates into hydrogen ions (H⁺) and sulfate ions (SO₄⁻) resulting in an acid solution. A basic solution is formed by adding an alkali such as NaOH to water. If both an acid and a base are put in the same water, the H⁺ ions combine with the OH⁻ ions to form water and if equivalent amounts are added, they neutralize each other forming as salt in solution as following:



Oxidation and Reduction Reactions

Oxidation is the addition of oxygen or removal of electron and reduction is the removal of oxygen or addition of electron:

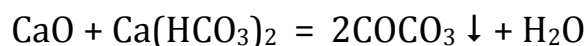


The iron is oxidized from Fe to Fe⁺⁺⁺ while the oxygen is reduced from O to O⁻.

Precipitation Reactions

Water is a solvent for most inorganic compounds. Some solids, such as sodium chloride, dissolve readily while others, such as iron, ionize very slowly. Solid calcium carbonate the common scale found in water pipes, dissociates to calcium and carbonate ions to a degree depending on pH of the water. Water low in calcium ions (soft water) tends to dissolve calcium carbonate scale, whereas the hard water tends to precipitate calcium carbonate on the inside of the pipe.

Lime-soda softening involves removal of calcium and magnesium ions from solution by precipitation reactions. In this processes, lime slurry Ca(OH)₂ is applied to the hard water raising the pH and supplying additional calcium ions. This results in precipitation of the calcium as calcium carbonate which then can be settled and filtered from the water. Chemical precipitation is also used in the removal of other undesirable ions from solution, such as iron and manganese.

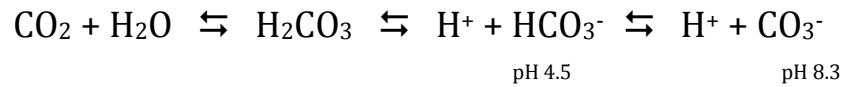


Gas Solubility and Alkalinity

Most gases are either soluble in water to some degree or react chemically with water. An exception is methane gas (CH₄), commonly referred to as illuminating gas, which does not interact with water to a measurable extent.

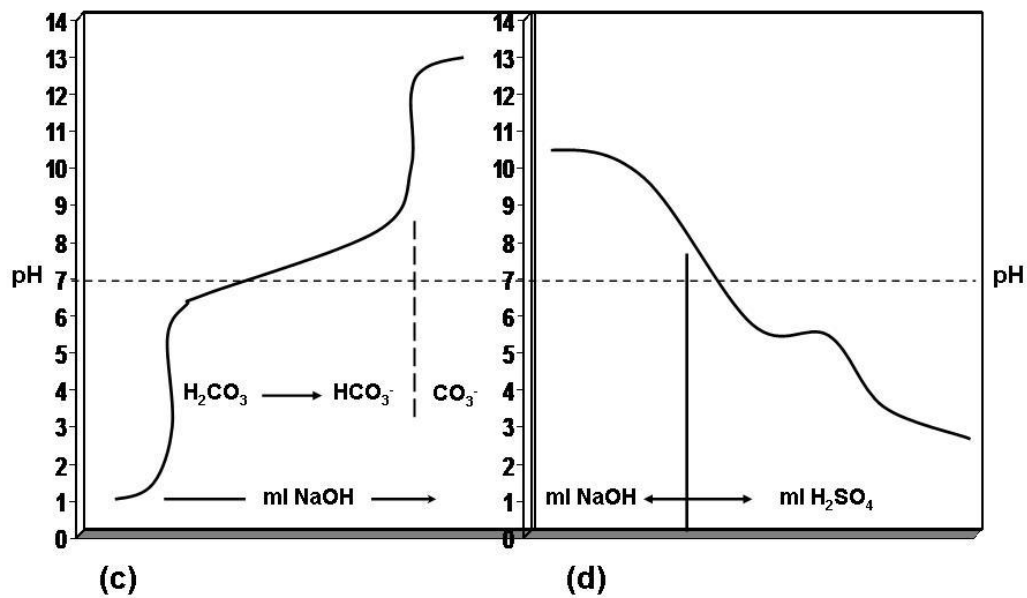
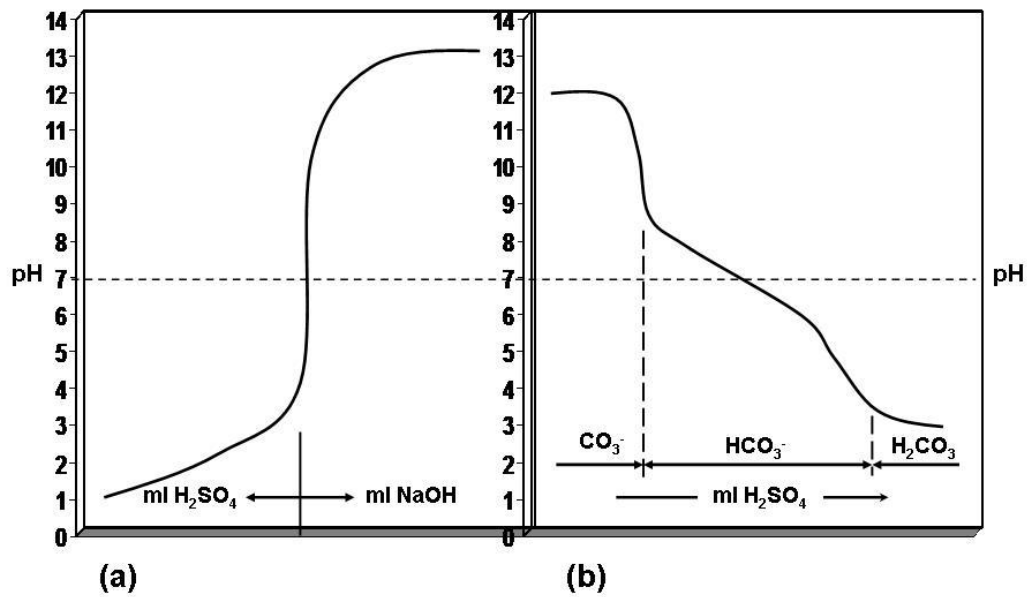
Carbon dioxide although only about 0.03 percent of atmospheric air, plays a major role in water chemistry, since it reacts readily with

water, forming bicarbonate and carbonate radicals. CO₂ may be absorbed from the air or may be produced by bacterial decomposition of organic matter in the water. Once in solution it reacts to form carbonic acid:



When the pH of the water is greater than 4.5, carbonic acid ionizes to form bicarbonate which, in turn, is transformed to the carbonate radical if the pH is above approximately 8.3. Carbon dioxide is very aggressive and leads to corrosion of water pipes; therefore, water supplies with low pH are frequently neutralized with a base to reduce pipe corrosion. On the other hand, alkaline waters with CO₃²⁻ ions are hard and form scale by precipitation of CaCO₃. Water treatment practice to lower the pH or soften such water may be advantageous.

The bicarbonate-carbonate character of the water can be analyzed by slowly adding acid solution to a sample and reading resultant changes in pH. This process called titration is used to measure the alkalinity of water. Acidity is measured by titrating with a strong basic solution. If two samples of pure water (pH 7) are titrated with sulfuric acid and sodium hydroxide solutions, respectively, the composite titrations curve as following:

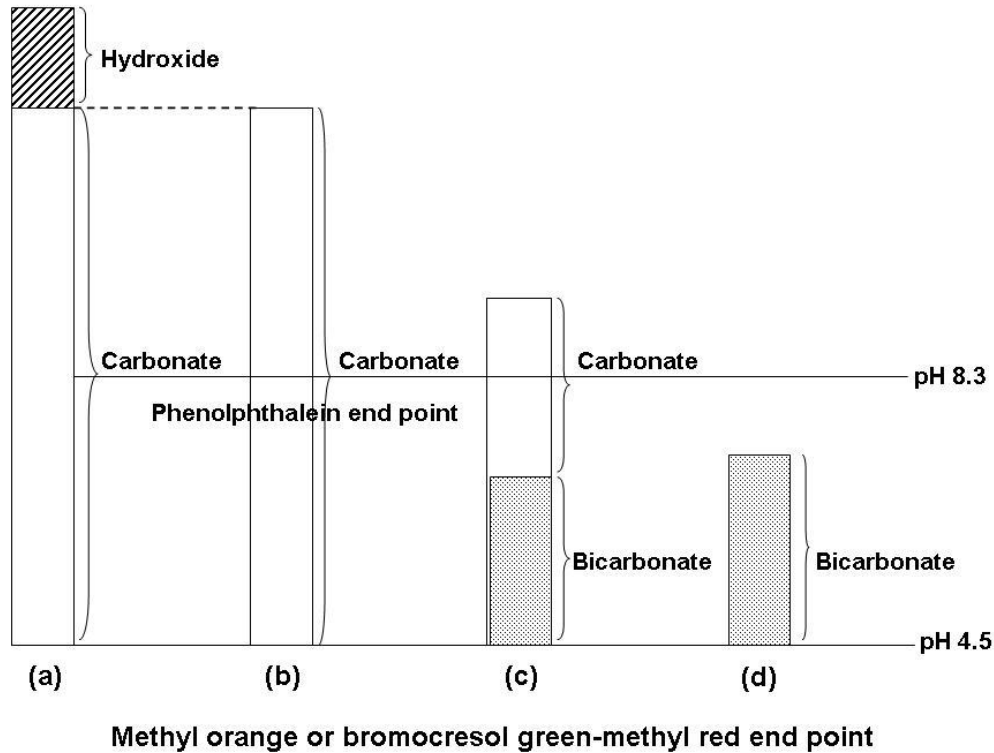


- Curve a) is a very small initial addition of either titrant results in significant changes in pH, since addition or withdrawal of

hydrogen ions is reflected immediately in changing pH readings.

- Curve b) is a titration curve of the water containing a high initial concentration of carbonate ions prepared by adding sodium carbonate to distilled water. When acid is added, the majority of the hydrogen ions from acid combine with the carbonate ions to form bicarbonate. The excess hydrogen ions lower the pH gradually until at pH 8.3 all carbonate radicals have been converted to bicarbonate. Additional hydrogen ions reduce the bicarbonate to carbonic acid below pH 4.5. Stirring of the sample at this time results in release of carbon dioxide gas formed from the original carbonates.
- Curve c) is the reverse titration of curve b where the addition of a strong base results in conversion of carbonic acid to bicarbonate and in turn to carbonate.
- Curve d) is a typical titration curve of relatively hard well water having an initial pH of 7.8. Inflections of the curve near pH values 4.5 and 8.3 indicating that the primary buffer is the bicarbonate-carbonate system.

Alkalinity of a water is a measure of its capacity to neutralize acids in other words to absorb hydrogen ions without significant pH change.



- If the pH of sample is less than 8.3, the alkalinity is in the form of bicarbonate.
- If the sample have pH greater than 8.3, the alkalinity containing carbonate and bicarbonate.
- If the milliliters of phenolphthaline titrant equal the milliliters of methyl orange titrant the alkalinity is in the form of carbonate.
- Any alkalinity in excess of this amount is due to hydroxide.

Calcium carbonate saturation

Calcium carbonate (CaCO_3) saturation indices commonly are used to evaluate the scale-form and the scale-dissolving tendencies of water. Assessing these tendencies is useful in corrosion control programs and in preventing CaCO_3 scaling in piping and equipment such as industrial heat exchanges or domestic water heaters.

Waters oversaturated with respect to CaCO_3 tend to precipitate CaCO_3 . Waters undersaturated with respect to CaCO_3 tend to dissolve CaCO_3 .

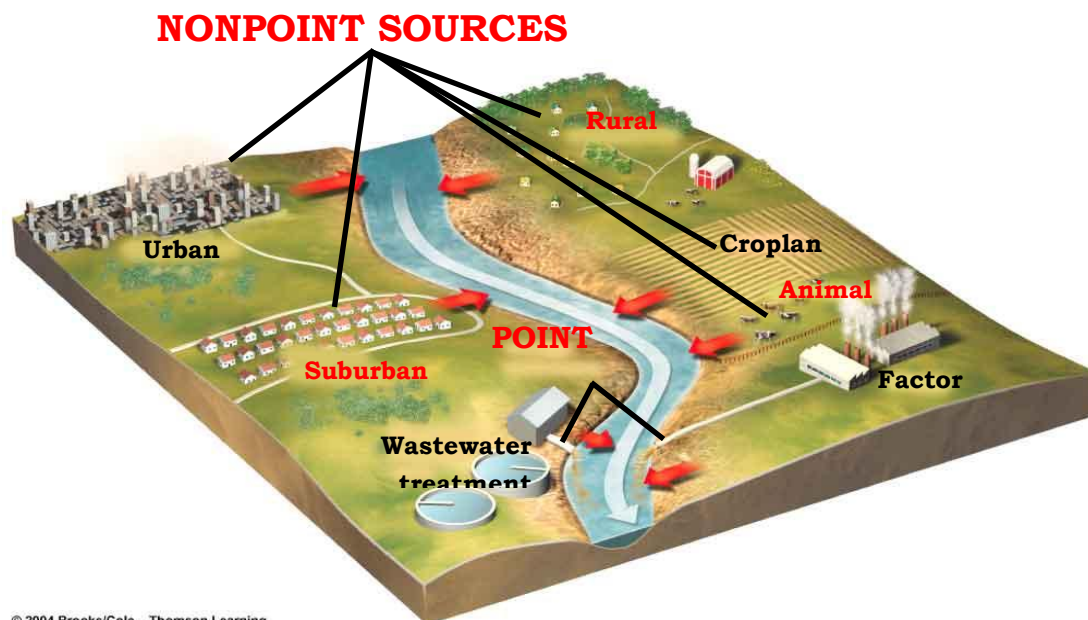
There are two general categories of CaCO_3 saturation indices: 1- indices that determine whether a water has a tendency to precipitate CaCO_3 or to dissolve CaCO_3 -2- indices that estimate the quantity of CaCO_3 that can be precipitated from an oversaturated water. Waters with positive indices traditionally have been assumed to be protective while waters with negative indices have been assumed to be not protective or corrosive.

POLLUTION SOURCES AND TYPES

The need to monitor environmental changes and test for toxic effects is due to vast number of chemicals as well as large amounts of nutrients that are released daily into the environmental and transported via rivers and lakes into the estuarine and marine environment. Sooner or later most of these compounds are dissolved in the water and transferred into the waterbody.

Major Sources of Pollution

Point sources: are the discharges of pollutants at specific locations through industrial facilities pipelines or sewers into the surface water. Examples of point sources are: factories, sewage treatment plants, underground mines, oil wells, oil tankers and agriculture.



© 2004 Brooks/Cole – Thomson Learning

Nonpoint sources: are sources that cannot be traced to a single site of discharge. Examples of nonpoint sources are: acid deposition

from the air, traffic, pollutants that are spread through rivers, pollutants that enter the water through groundwater, picks up an array of contaminants including oil and sand roadways, agricultural chemicals from farmland, nutrients and toxic materials from urban and suburban areas. It is hard to control because the perpetrators cannot be traced. In fact, the Environmental Protection Agency (EPA) has estimated that this type of pollution is now the single largest cause of the deterioration of our nation's water quality.

Types of Pollution

There are four major types of water pollution, namely chemical pollution and thermal pollution:

1- Chemical pollution: is the introduction of toxic substances into an ecosystem. Examples are acid rain and contamination by pesticides.

Chemical pollutants can be divided into non-persistent (biodegradable) and persistent (degrade slowly).

Persistent pollutants: is the most rapidly growing type of pollution and includes substances that degrade very slowly or cannot be broken down at all; they may remain in the aquatic environment for years or longer periods of time. Persistent pollutants include some pesticides {e. g. 1,1,1-trichloro-2,2-bis(p-chlorophenyl)ethane (DDT), dieldrin}, some leachate components from landfill sites, petroleum and petroleum products, polychlorinated biphenyls (PCBs), dioxins, polyaromatic hydrocarbons (PAHs), radionuclides, metals such as lead, mercury, cadmium. The damage they cause is either irreversible or reparable only over decades or centuries.

Non persistent pollutants: (biodegradable) include domestic wastewater and some industrial wastes. These compounds can be broken down by chemical reactions or by natural bacteria into

simple, non-polluting substances such as carbon dioxide and nitrogen. In addition, chemical pollution includes the pollution due fertilizer inflow which leads to oversupplying of an ecosystem with nutrients.

2- Thermal pollution: is caused by varying temperatures above the normal condition. An example is water that is heated by a power plant.

Pollution can occur naturally, but most includes some sort of human involvement, and though the environment and wildlife usually pay the price, people can also become ill and even die from water pollution. Prevention of water pollution is extremely important.

COMMON WATER POLLUTANTS

1- Oxygen consuming matter:

Organic contaminants are man-made chemicals. It includes a wide range of substances, all of which contain carbon. The common types of industrial organic substances found in water are petroleum products, solvents, pesticides, and PCBs. These contaminants are generally very persistent in the environment and tend to be passed through the food chain and concentrated in top predators and may accumulate in fish, shellfish, and wildlife to levels that pose a risk to human health and the environment.

2- Inorganic salts:

It is considered as serious water pollutant especially heavy metals (such as mercury, lead, and cadmium) may originate from industrial discharge, runoff from city streets, mining activities, leachate from landfills and a variety of other sources. Metals cannot be broken down into less harmful components as they are non-biodegradable. Organisms need metals (in low concentrations) as they are essential for their health and are usually essential components of enzymes.

3- Pathogens:

Pathogens are disease-causing microorganisms such as certain waterborne bacteria, viruses and protozoans that come from the fecal waste of humans and animals due to these pathogens bathing beaches are closed and boil water alerts are issued when testing reveals significant pathogen levels. These organisms can enter waterways through a number of routes, including inadequately

treated sewage, storm water drains, septic systems, runoff from livestock pens and boats that dump sewage.

4- Radioactive isotopes:

Different kinds of radiation can do different kinds of damage, because the energy is imparted into tissues in different ways. Excessive levels could cause radiation sickness or bone disease.

5- Sediment:

Sand, dirt and gravel eroded by runoff usually ends up in stream beds, ponds, or lakes where they can alter stream flow and decrease the availability of healthy aquatic habitat. Poorly protected construction sites, agricultural fields, roadways and suburban gardens can be major sources of sediment.

6- Water warming:

Power plants generate electricity is certainly the most important type of physical pollution. It needs cool water to start with, and they generally release warmer water back to the environment. The temperature of the released water can affect downstream habitats. It can promote algae blooms, threatening certain species of fish and otherwise disturbing the chemistry of the receiving water body. Temperature also can affect the ability of water to hold oxygen as well as the ability of organisms to resist certain pollutants.

7- Nutrient pollution:

Nutrients are compounds that stimulate plant growth, like nitrogen and phosphorous. Under normal conditions, nutrients are beneficial and necessary, but in high concentrations, they can become an environmental threat. The level of nutrients such as nitrates and phosphorous in freshwater ecosystems is a problem worldwide.

Excess nutrients (phosphorus and nitrogen) running off the land and reaching surface waters can cause massive algal blooms, the decay of which can create odors and use up most of the dissolved oxygen which can result in fish kills.

8- Salts:

Freshwaters may become unfit for aquatic life and some human uses when they become contaminated by salts. Sources of salinity include irrigation runoff, brine used in oil extraction, road deicing operations, and the intrusion of sea water into ground and surface waters in coastal areas. Acidity problems are of concern in areas with many abandoned mines (acid mine drainage) and areas susceptible to acid rain. Changes in acidity can alter the toxicity of other chemicals in water and can render lakes and streams unfit for aquatic life.

9- Acidic contaminants:

Common causes for acidic surface water are acid rainfall due to atmospheric carbon dioxide and other airborne pollutants, runoff from mining spoils, and decomposition of plant materials. Acidic ground water can also be caused by the above factors but is mostly controlled naturally by the equilibrium relationship with surrounding minerals. Lack of CaCO_3 (calcium carbonate), commonly called limestone, in the bedrock and soil, can cause acidic water. If plumbing is installed using different metals (copper, steel, brass, zinc and various alloys) corrosion will occur.

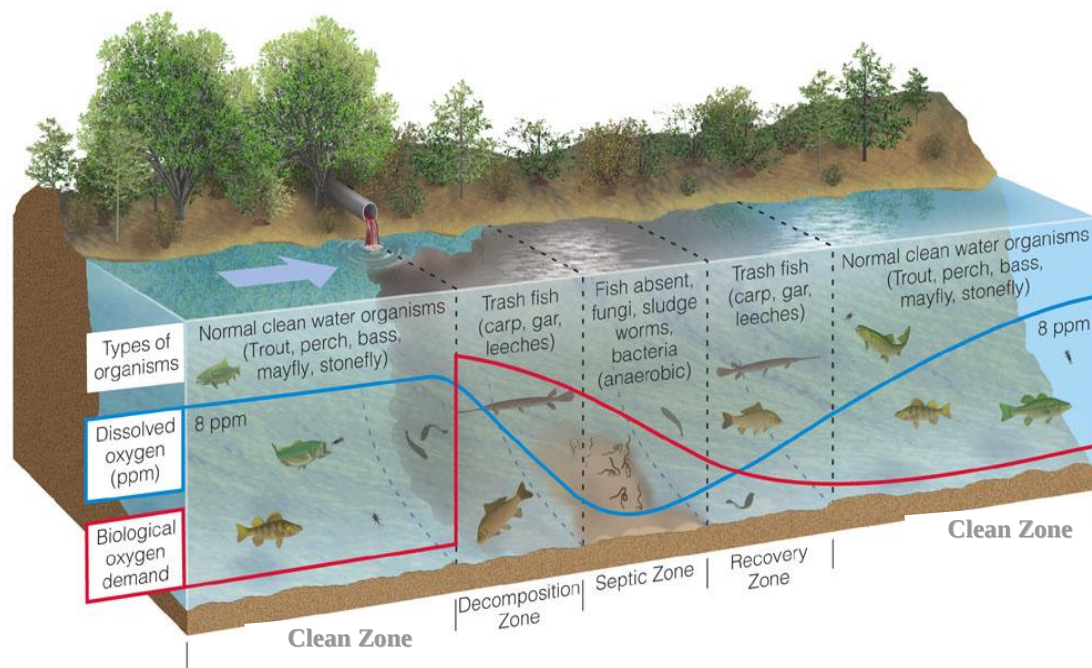
10- Oil pollution:

Spills are uncontrolled releases of any product including crude oil, chemicals or waste caused by equipment failure, operating mishaps, human error or intentional damage to facilities. The problem of point oil spills remain a serious concern. By point oil spills reference is made to occasions when a significant amount of a chemical

(hydrocarbons) has entered in ecosystem at a point and effects of contamination are expected in a well defined more or less local area.

FATE OF POLLUTANTS IN THE ECOSYSTEM

Pollutants can exist in water in different states. They can be dissolved or they can be in suspension, which means that they exist in the form of droplets or particles. All states of pollutants can travel great distances through water in many different ways. Particulate matter may fall to the bottom of streams and lakes or rise to the surface, depending on its density. This means that it mostly remains on the same locations when the water does not flow very fast. In rivers, pollutants usually travel great distances. The distance they travel depends upon the stability and physical state of the pollutant and the speed of flow of the river. Pollutants can travel farthest when they are in solution in a river that is fast flowing.



The concentrations on one site are then generally low, but the pollutant can be detected on many more sites than when it would not have been so easily transported. In lakes and oceans pollutants are transported through currents. There are many currents in the oceans, which are wind-driven. This enables a pollutant to travel from one continent to another. We usually count on the ability of the oceans to reduce pollutants in concentration, the so-called "self-cleaning ability" of oceans. But this does not always work, because the movement of the currents in the oceans is not uniform. This causes inshore waters to often have substantially higher levels of pollution than the open ecosystem. When persistent pollutants accumulate in fish or sea birds they cannot only become a toxic danger to aquatic food chains, they can also travel great distances within these animals and end up in the food chains of non-polluted areas.

الملحق الثانى

Annex 2

PHYSICO-CHEMICAL CHARACTERISTICS OF FRESHWATER

Physical Characteristics of Water

Temperature

Temperature readings are used in the calculation of various forms of alkalinity, in studies of saturation and stability with respect to calcium carbonate, in the calculation of salinity, and in general laboratory operations. In limnological studies, water temperatures as a function of depth often are required. Elevated temperatures resulting from discharges of heated water may have significant ecological impact. Identification of source of water supply, such as deep wells, often is possible by temperature measurements such as alone.

Color

Color in water may result from the presence of natural metallic ions (iron and manganese), plankton, weeds and industrial wastes. Color is determined by visual comparison of the sample with known concentrations of colored solutions. The platinum-cobalt method of measuring color is the standard method, the unit of color being that produced by 1 mg platinum/L in the form of the chloroplatinate ion. The platinum-cobalt method is useful for measuring color of potable water and of water in which color is due to naturally occurring.

Turbidity

Turbidity in water is caused by suspended and colloidal matter such as clay, silt, finely divided organic and inorganic matter, and plankton and other microscopic organisms. Turbidity is an expression of the optical property that cause light to be scattered and absorbed rather than transmitted with no change in direction or flux level through the sample.

Odor

Odor, like taste, depends on contact of a stimulating substance with the appropriate human receptor cell. Odor is recognized as a quality factor affecting acceptability of drinking water (and foods prepared with it), tainting of fish and other aquatic organisms, and esthetics of recreational waters. Some substances such as certain inorganic salts produce taste without odor and are evaluated by taste testing. The human nose is the practical odor-testing device used in this method. Odor tests are performed to provide qualitative descriptions and approximate quantitative measurements of odor intensity.

Taste

Taste refers only to gustatory sensations called bitter, salty, sour, and sweet that result from chemical stimulation of sensory nerve endings located in the papillae of the tongue and soft palate. Taste refers to a method of sensory analysis in which samples are taken into the mouth but the result evolutions pertain to flavor.

Conductivity

Conductivity is a measure of the ability of an aqueous solution to carry an electric current. This ability depends on the presence of ions on their total concentration, mobility and valence. Solutions of most

inorganic compounds are relatively good conductors. Conversely, molecules of organic compounds that do not dissociate in aqueous solution conduct a current very poorly.

Conductivity unit is $\mu\text{mho}/\text{cm}$

$$1\mu\text{S}/\text{cm} = 1\mu\text{mho}/\text{cm}$$

Estimate total dissolved solids (mg/L) in a sample by multiplying conductivity (in $\mu\text{mho}/\text{cm}$) by an empirical factor. This factor may vary from 0.55 to 0.9 depending on the soluble components of the water and on the temperature of measurement. Relatively high factors may be required for saline or boiler waters, whereas lower factors may apply where considerable hydroxide or free acid is present.

Chemical Characteristics of Water

pH

Measurement of pH is one of the most important and frequently used tests in water chemistry. Practically every phase of water supply and wastewater treatment is pH dependent. pH is used in alkalinity and carbon dioxide measurements and many other acid-base equilibria. At a given temperature the intensity of the acidic or basic character of a solution is indicated by pH or hydrogen ion activity. pH is defined as negative log of hydrogen ion.

Solids

Solids refer to matter suspended or dissolved in water or wastewater. Waters with high dissolved solids generally are of inferior palatability and may induce an unfavorable physiological reaction in the transient consumer.

Waters high in suspended solids may be esthetically unsatisfactory for such purposes as bathing.

"Total Solids" is the term applied to the material residue left in the vessel after evaporation of a sample and its subsequent drying in an oven at a defined temperature.

"Total Suspended Solids" is the portion of total solids retained by a filter.

"Total Dissolved Solids" is the portion that passes through the filter.

Total Solids (Total Residue): Dried at 103-105°C

A well mixed sample is evaporated in a weighed dish and dried to constant weight in an oven at 103 to 105°C. The increase in weight over that of the empty dish represents the total solids.

Total Suspended Solids Dried at 103-105°C

A well mixed sample is filtered through a weighed standard glass-fiber filter and the residue retained on the filter is dried to a constant weight at 103-105°C. The increase in weight of the filter represents the total suspended solids.

****** If the suspended material clogs the filter and prolongs filtration, it may be necessary to increase the diameter of the filter or decrease the sample volume.

Total Dissolved Solids

A well – mixed sample is filtered through a 0.45µm membrane filter paper and the filtrate is evaporated to dryness in a weighed dish and dried to constant weight at 180°C (120°C). The increase in dish weight represents the total dissolved solids. This procedure may be used for drying at other temperatures.

Alkalinity

The classification ascribes the entire alkalinity to bicarbonate, carbonate and hydroxide and assumes the absence of other (weak) inorganic or organic acids such as silicic, phosphoric and boric acids. So, the alkalinity of many surface waters is primarily a function of carbonate, bicarbonate and hydroxide content it is taken as an indication of the concentration of these constituents.

Hydroxyl ions present in a sample as a result of dissociation or hydrolysis of solutes react with additions of standard acid. Alkalinity thus depends on the end-point pH used.

Phenolphthalein alkalinity is the term traditionally used for the quantity measured by titration to pH 8.3.

Methyl red indicator may be used for pH 4.5.

Reagents

1- Sodium carbonate solution (0.02N) dry 3 to 5 gm primary standard Na_2CO_3 at 250°C for 4 h and cool in a desiccator. Weigh 1gm transfer to a 1L volumetric flask. (do not keep longer than 1 week)

2- Standard sulfuric acid or hydrochloric acid (0.02N)

(inside front cover of APHA)

Standardize by titration of 0.02N Na_2CO_3

$$1\text{ml} = 1\text{ mg NaCO}_3$$

according to the pH of the sample added the appropriate reagent (phph. or Mo.) to 50ml sample volume and titrate to the end point disappeared the violet color in case of phph. Indicator faint orange color in case of Mo. indicator

Alkalinity, $\text{mg CaCO}_3/\text{L} = \text{ml of titrant} \times 1000 \text{ ml of sample}$

Carbonate (CO_3^{2-}) alkalinity is present when phenolphthalein alkalinity is not zero but is less than total alkalinity.

Hydroxide (OH^-) alkalinity is present if phenolphthalein alkalinity is more than half the total alkalinity.

Bicarbonate (HCO_3^-) alkalinity is present when phenolphthalein alkalinity is less than half the total alkalinity.

Types of alkalinity according to pH

1- pH 11.0 $\rightarrow$ 9.4: OH alk. & CO_3 alk.

No HCO_3 alk.

2- pH 9.4 $\rightarrow$ 8.3: CO_3 alk. & HCO_3 alk.

No OH alk.

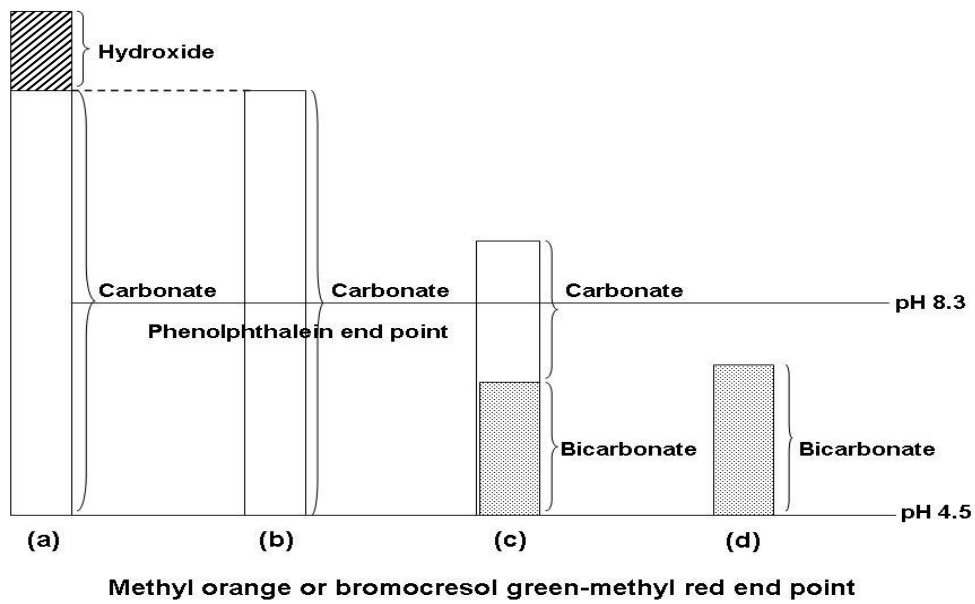
3- pH 8.3 $\rightarrow$ 4.6: HCO_3 alk.

No CO_3 alk., No OH alk.

4- pH 4.6 $\rightarrow$ 3.0

Mineral acids

Forms of Alkalinity



At pH 8.3:

a- $\text{OH} = 2P - T$ & $\text{CO}_3 = 2(T - P)$

b- $\text{CO}_3 = 2P = T$

c- $\text{CO}_3 + 2P$ & $\text{HCO}_3 = T - 2P$

d- $\text{HCO}_3 = T$

Hardness

Water hardness was understood to be a measure of the capacity of water to precipitate soap. Soap is precipitated mainly by the calcium and magnesium ions present.

Total hardness is defined as the sum of the calcium and magnesium concentrations, both expressed as calcium carbonate in milligrams per liter.

When hardness numerically is greater than the sum of carbonate and bicarbonate alkalinity, that amount of hardness equivalent to the total alkalinity is called "carbonate hardness"; the amount of hardness in excess of this is called "noncarbonate hardness".

Ethylenediaminetetraacetic acid and its sodium salts (EDTA) form a chelated soluble complex when added to a solution of certain metal cations.

The sharpness of the end point increase with increasing pH.

However, the pH cannot be increased indefinitely because of the danger of precipitating CaCO_3 and $\text{Mg}(\text{OH})_2$ and the dye changes color at high pH. The specified pH of 10.

Interference:

Some metal ions interfere by causing fading end points. Reduce this interference by adding certain inhibitors before titration.

Suspended or colloidal organic matter may interfere with the end point. Eliminate this interference by evaporating the sample to dryness on a steam bath and heating in a muffle furnace at 550°C until the organic matter is completely oxidized. Dissolve the residue in 20ml 1N hydrochloric acid (HCl), neutralize to pH 7 with 1N NaOH and make up to 50ml with distilled water; cool to room temperature and continue according to the general procedure.

Reagents

- 1- Buffer solution: dissolve 16.9g ammonium chloride NH_4Cl in 143 ml conc. Ammonium hydroxide NH_4OH and dilute to 250ml with distilled water. Store in a plastic or borosilicate glass container for no longer than 1 month. Stopper tightly to prevent loss of ammonia. Discard buffer when 1 or 2 ml added to the sample fails to produce a pH of 10 at the titration end point.
- 2- Eriochrome Black T: can be in dry powder form if care is taken to avoid excess indicator.
- 3- Standard EDTA titrant: 0.01M weight 3.723 gm disodium ethylenediaminetetraacetate dehydrate, dissolve in distilled water, and dilute to 1L. Standardize against standard calcium solution.
- 4- Standard calcium solution: weight 1gm anhydrous CaCO_3 into a 500ml Erlenmeyer flask. Add a little at a time 1+1 HCl until all CaCO_3 has dissolved. Add 200ml distilled water and boil for a few minutes to expel CO_2 . Cool, add few drops of methyl red indicator, and adjust to the intermediate orange color by adding 3N NH_3OH or 1+1 HCl as required. Transfer quantitatively and dilute to 1L with distilled water.

$$1\text{ml} = 1\text{mg CaCO}_3$$

Procedure

Added to the sample 1ml of buffer solution to give a pH of 10, and then added dry powder indicator. Add EDTA titrant slowly with continuous stirring, until the end point where the solution normally is blue.

Total hardness $\text{mg CaCO}_3/\text{L} = \text{ml of titrant} \times 1000 / \text{ml of sample}$

Calcium hardness

The most common forms of calcium are calcium carbonate and calcium –magnesium carbonate. Calcium carbonate solubility is controlled by pH and dissolved CO₂. Hardness is based on the concentration of calcium and magnesium salts, and often is used as a measure of potable water quality. The presence of calcium in water supplies results from passage over deposits of limestone, dolomite, gypsum, and gypsiferous shale.

When EDTA is added to water containing both calcium and magnesium it combines first with the calcium. Calcium can be determined directly, with EDTA when the pH is made sufficiently high that the magnesium is largely precipitated as the hydroxide and an indicator is used that combines with calcium only.

Reagents

- 1- Sodium hydroxide NaOH, 1N
- 2- indicator: Murexide (ammonium purpurat) was the first indicator available for detecting the calcium end point. This indicator changes from pink to purple at the end point.
- 3- Standard EDTA titrant

Procedure

To the appropriate sample volume add 2ml NaOH to produce a pH 12 To 13. Stir, and then add dry powder of the indicator then titrate with EDTA to the proper end point.

Calcium hardness as mg CaCO₃/L

$$= \text{ml of titrant} \times 1000 / \text{ml of sample}$$

Chloride

Chloride in the form of chloride (Cl^-) ion is one of the major inorganic anions in water and wastewater. The salty taste produced by chloride concentration is variable and dependent on the chemical composition of water. High chloride content may harm metallic pipes and structures as well as growing plants.

In a neutral or slightly alkaline solution potassium chromate can indicate the end point of the silver nitrate titration of chloride. Silver chloride is precipitated quantitatively before red silver chromate is formed.

Reagents

1- Potassium chromate indicator solution: dissolve 50 g K_2CrO_4 in a little distilled water. Add AgNO_3 solution until a definite red precipitate is formed. Let stand 12 h, filter and dilute to 1L with distilled water.

2- Standard silver nitrate titrant: 0.028M: dissolve 4.79g AgNO_3 in distilled water and dilute to 1L Standardize against NaCl.

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ mg Cl}^-$$

** Store in a brown bottle.

3- Standard sodium chloride: 0.028M: dissolve 1.648 g NaCl (dried at 140°C) in distilled water and dilute to 1L.

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ mg Cl}^-$$

Procedure

Add 2-3 drops of chromate indicator to appropriate volume of sample and directly titrate sample with standard AgNO_3 titrant to a pinkish yellow end point.

$$\text{mg Cl}^-/\text{L} = \text{ml of titrant} \times 1000 / \text{ml of sample}$$

Sulfate

Sulfate (SO_4^{2-}) is widely distributed in nature and may be present in natural waters in concentrations ranging from a few to several thousand milligrams/liter.

Sulfate ion (SO_4^{2-}) is precipitated acid medium with barium chloride (BaCl_2) so as to form barium sulfate (BaSO_4) crystals of uniform size.

Reagents

1- Buffer solution: mix 30 ml conc. HCl + 300 ml distilled water + 100 ml 95% ethyl or isopropyl alcohol + 75 gm NaCl. Add 50 ml glycerol with that solution.

2- Barium chloride crystals: BaCl_2 .

3- Standard sulfate solution: dilute 10.4 ml standard 0.02N H_2SO_4 titrant specified in alkalinity to 100 ml with distilled water.

$$1 \text{ ml} = 100\mu\text{g SO}_4^{2-}$$

Procedure

Measure 100 ml sample or a suitable portion made up to 100 ml, into a 250 ml Erlenmeyer flask. Add 5 ml of the buffer solution and mix in stirring apparatus. While stirring, add a spoonful of BaCl_2 crystals and begin timing immediately. Stir for 1 min. at a constant speed.

After stirring period has ended, pour solution into absorption cell of photometer and measure turbidity at 420nm through 5min.

For sulfate standard curve: prepare a series of standard sulfate solution concentration and proceed as the sample determination.

Dissolved Silica

Silicon does not occur free in nature, but rather as free silica (SiO_2) in coarsely crystalline and microcrystalline varieties of quartz, the major component of sand and sandstone.

In the presence of magnesium, it can form scale deposits in boilers and in steam turbines.

It is considered a nonessential trace element for most plants, but essential for most animals. Chronic exposure to silica dust can be toxic.

Ammonium molybdate at pH approximately 1.2 reacts with silica and any phosphate present to produce heteropoly acids. Oxalic acid is added to destroy the molybdophosphoric acid but not the molybdosilicic acid. The intensity of the yellow color is proportional to the concentration of molybdate-reactive silica.

Reagent

- 1- Ammonium molybdate solution: dissolve 10 g $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ in distilled water with the aid of stirring and gentle warming and dilute to 100 ml. Filter if necessary.
- 2- Hydrochloric acid solution: 1 + 1, mix equal volumes of conc. HCl and distilled water.
- 3- Oxalic acid solution: dissolve 10 g $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ in distilled water and dilute to 100 ml.
- 4- Borax solution: dissolve 10 g sodium borate decahydrate $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ in water and dilute to 1 L.
- 5- Potassium chromate solution: dissolve 0.63 g potassium chromate K_2CrO_4 in water and dilute to 1L.

Procedure

To 50 ml sample add in rapid succession 1.0 ml of 1+1 HCl and 2.0 ml of ammonium molybdate reagent. Mix thoroughly and let stand for 5 to 10 min. Add 2.0 ml oxalic acid solution and mix thoroughly. Read

color after 2 min but before 15 min, measuring time from addition of oxalic acid.

Preparation the Standard Curve of Silica

For determination of silica standard curve, make a set of permanent artificial color, using K₂CrO₄ and borax solution. Mix liquid volumes specified as in the table below and read absorbance at 420 nm against distilled water (Blank).

$$\text{mg SiO}_2/\text{L} = \mu\text{g SiO}_2 \text{ (in 55 ml final volume)} / \text{ml of sample}$$

Values in silica μg	Potassium chromate solution ml	Borax solution ml	Water ml
0.0	0.0	25	30
100	1.0	25	29
200	2.0	25	28
400	4.0	25	26
500	5.0	25	25
750	7.5	25	22
1000	10.0	25	20

Nitrogen

In water and wastewater the forms of nitrogen of greatest interest are, in order of decreasing oxidation state, nitrate, nitrite, ammonia and organic nitrogen.

Organic nitrogen includes such natural materials as proteins and peptides, nucleic acids and urea and numerous synthetic organic materials.

Nitrate generally occurs in trace quantities in surface water but may attain high levels in some groundwater. In excessive amounts it contributes to the illness known as methemoglobinemia in infants. It is essential nutrient for many photosynthetic autotrophs and in some cases has been identified as the growth-limiting nutrient.

Nitrite is an intermediate oxidation state of nitrogen, both in the oxidation of ammonia to nitrate and in the reduction of nitrate.

Nitrous acid, which is formed from nitrite in acidic solution, can react with secondary amines to form nitrosamines many of which are known to be carcinogens.

Ammonia is present naturally in surface and wastewater. Its concentration generally is low in groundwater because it adsorbs to soil particles and clays and is not leached readily from soils.

Ammonia concentrations in water vary from less than 10µg ammonia N/L, in some natural surface and ground waters to more than 30mg/L in some wastewaters.

Ammonia

The two major factors that influence selection of the method to determine ammonia are concentration and presence of interference.

Most reliable results are obtained on fresh samples. If samples are to be analyzed within 24h of collection, refrigerate unacidified or preserve samples by acidifying to pH<2 and storing at 4°C.

Phenate Method

An intensely blue compound, indophenol, is formed by the reaction of ammonia, hypochlorite, and phenol catalyzed by sodium nitroprusside.

Reagents

1- Phenol solution: mix 11.1 ml liquefied phenol ($\geq 89\%$) with 95% v/v ethyl alcohol to a final volume of 100 ml.

**** Prepare weekly**

2- Sodium nitroprusside: 0.5% w/v: dissolve 0.5 g sodium nitroprusside in 100 ml deionized water.

****Store in amber bottle for up to 1 month.**

3- Alkaline citrate: dissolve 200 g trisodium citrate and 10 g sodium hydroxide in deionized water. Dilute to 1L.

4- Sodium hypochlorite: commercial solution, about 5%. This solution slowly decomposes once the seal on the bottle cap is broken. Replace about every 2 months.

5- Oxidizing solution: mix 100 ml alkaline citrate solution with 25 ml sodium hypochlorite.

****Prepare fresh daily.**

6- Stock ammonium solution: dissolve 3.819 g anhydrous NH_4Cl (dried at 100°C) in water, and dilute to 1L

$$1 \text{ ml} = 1.22 \text{ mg NH}_3$$

Standard ammonium solution: prepare a calibration curve in a range appropriate for the concentrations of the samples.

Procedure

To a 25 ml sample in a 50 ml Erlenmeyer flask, add with thorough mixing after each addition, 1 ml phenol solution, 1 ml sodium nitroprusside solution, and 2.5 ml oxidizing solution. Cover samples with plastic wrap or paraffin wrapper film. Let color develop at room temperature (22 to 27°C) in subdued light for at least 1 h. Color is stable for 24 h. Measure absorbance at 640 nm.

Nitrogen (Nitrite)

Nitrite (NO_2^-) is determined through formation of a reddish purple azo dye produced at pH 2 to 2.5 by coupling diazotized sulfanilamide with N-(1-naphthyl)-ethylenediamine dihydrochloride.

Reagents

- 1- Sulfanilic acid: dissolve 0.6 g in 70 ml hot distilled water, cool, add 20 ml conc. HCl, dilute to 100 ml.
- 2- α - naphthylamine hydrochloride: dissolve 0.6 g α - naphthylamine hydrochloride in 1 ml conc HCl and distilled water and dilute to 100 ml.
- 3- Sodium acetate solution: dissolve 16.4 g $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ or 27.2 g $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ in distilled water and dilute to 100 ml.
- 4- Stock Sodium nitrite solution: dissolve 0.493 g NaNO_2 in 1L distilled water.

Standard sodium nitrite solution: dilute 100 ml stock NaNO_2 solution to 1L, and then dilute 50 ml of this solution to 1L.

$$1 \text{ ml} = 1.6 \mu\text{g NO}_2$$

Procedure

To 50 ml sample add 1 ml of sulfanilic acid reagent. Mix, the pH should be about 1.4. After 3 min add 1 ml α - naphthylamine hydrochloride reagent and 1 ml sodium acetate solution and mix will. Measure the reddish-purple color after 10 min at 520 nm.

Nitrogen (Nitrate)

Determination of nitrate (NO_3^-) is difficult because of the relatively complex procedures required the high probability that interfering constituents will be present, and the limited concentration ranges of the various techniques.

Reagent

1- Sodium salicylate solution: dissolve 0.5 g sodium salicylate in 100 ml distilled water.

*** must be freshly prepared

2- Sodium hydroxide + potassium :sodium tartarate solution: dissolve 400 g NaOH + 60 g potassium : sodium tartarate in distilled water, cool and complete to 1000 ml with distilled water

*** preserve in polyethylene bottle

3- Stock sodium nitrate solution: dissolve 0.6071 g NaNO_3 in 1L distilled water.

$$1 \text{ ml} = 100 \mu\text{g NO}_3$$

Standard sodium nitrate solution: dilute 100 ml of stock nitrate to 1L with distilled water.

$$1 \text{ ml} = 10\mu\text{g NO}_3$$

Procedure

To 50 ml of the sample add 1 ml sodium salicylate and evaporate in water bath until complete dryness. Add 2 ml conc. H_2SO_4 , leave 2 min. and then add 15 ml distilled water. Cool and then add 15 ml NaOH mixture. Leave to cool completely and the complete to 50 ml with distilled water. Measure absorbance at 420 nm.

Phosphorus

Phosphorus occurs in natural waters and in wastewater almost solely as phosphates. These are classified as orthophosphates and organically bound phosphates.

Larger quantities of phosphates may be added when the water is used for laundering or other cleaning. Phosphates are used extensively in the treatment of boiler waters. Orthophosphates applied as fertilizers are carried into surface waters. Organic phosphates are formed primarily by biological processes.

Phosphorus is essential to the growth of organisms and can be the nutrient that limits the primary productivity of a body of water. In instances where phosphate is a growth – limiting nutrient, the discharge of raw or treated wastewater, agricultural drainage, or certain industrial wastes to that water may stimulate the growth of photosynthetic aquatic micro and macroorganisms in nuisance quantities.

Phosphates also occur in bottom sediments and in biological sledges both as precipitated inorganic forms and incorporated into organic compounds.

Acid hydrolysis at boiling-water temperature converts dissolved and particulate condensed phosphates to dissolved orthophosphates.

Molybdophosphoric acid is formed and reduced by stannous chloride to intensely colored molybdenum blue.

Reagents

1- Ammonium molybdate reagent: dissolve 25 g $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ in 175 distilled water. Add 77.5 ml conc. H_2SO_4 , slowly while stirring to 400 ml distilled water. Cool and add molybdate solution to the acid solution and dilute to 1L.

2- Stannous chloride solution: dissolve 2.5 g of $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ in 100 ml glycerol.

3- Sulfuric acid solution: add 310 ml conc. H_2SO_4 to 600 ml distilled water, cool and dilute to 1L.

Procedure:

- 1- Add 1 ml acid solution to 50 ml sample
- 2- Add 0.4 g of potassium persulfate
- 3- Boil gently for 30 min
- 4- Cool and complete the volume of solution to 50 ml
- 5- Add 2 ml ammonium molybdate and mix
- 6- Add 3 drops of stannous chloride
- 7- Read the absorbance at 650 WL

Stock Phosphate Solution: dissolve 0.7164 g of potassium dihydrogen phosphate in distilled water and complete to 1L.

Standard phosphate solution: from the above solution take 100 ml and dilute to 1L:

$$1 \text{ ml} = 0.33 \text{ mg/L P}$$

To prepare standard phosphate curve make a series of concentrations from standard phosphate solution and add the reagent (1 ml sulfuric acid solution + 2 ml molybdate solution + 3 drops of stannous chloride), read the absorbance as the sample and plot the curve.

Iron

Iron occurs in the minerals hematite, magnetite, taconite and pyrite. It is widely used in steel and in other alloys.

Elevated iron levels in water can cause stains in plumbing, laundry and cooking utensils and can impart objectionable tastes and colors to foods.

Iron is brought into solution reduced to the ferrous state by boiling with acid and hydroxylamine and treated with 1,10-phenanthroline at pH 3.2 to 3.3. Three molecules of phenanthroline chelate each atom of ferrous iron to form an orange-red complex.

Reagents

- 1- Hydrochloric acid: HCl conc.
- 2- Hydroxylamine solution: dissolve 10 g $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$ in 100 ml water.
- 3- Ammonium acetate buffer solution: dissolve 250 g $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ in 150 ml water. Add 700 ml conc. (glacial) acetic acid.
- 4- Sodium acetate solution: dissolve 200 g $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ in 800 ml water.
- 5- Phenanthroline solution: dissolve 100 mg 1,10-phenanthroline monohydrate $\text{C}_{12}\text{H}_8\text{N}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ in 100 ml water. Discard the solution if it darkens.
- 6- Potassium permanganate: 0.1M: dissolve 0.316 KMnO_4 in reagent water and dilute to 100ml.
- 7- Stock iron solution:

If ferrous ammonium sulfate (is preferred) slowly add 20 ml conc H_2SO_4 to 50 ml water and dissolve 1.404 g $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4) \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Add 0.1M potassium permanganate KMnO_4 dropwise until a faint pink color persists. Dilute to 1000 ml with water and mix

$$1 \text{ ml} = 200 \mu\text{g Fe}$$

Standard iron solution:

******The standard iron solutions are not stable, prepare daily as needed by diluting the stock solution.

Pipet 50 ml stock solution into a 1000 ml volumetric flask and dilute to mark with water

$$1 \text{ ml} = 10 \mu\text{g Fe}$$

Procedure

Total iron: mix sample thoroughly and measure 100 ml into a 250 ml Erlenmeyer flask. Add 2 ml conc HCl and 1 ml $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$ solution. Add a few glass beads and heat to boiling. To insure dissolution of all the iron, continue boiling until volume is reduced to 15 to 20 ml. Cool to room temperature and transfer to a 100 ml volumetric flask. Add 10 ml $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ buffer solution and 4 ml phenanthroline solution and dilute to mark with water. Mix thoroughly and allow for 10 min to color development. Read at 510 nm.

Standard curve preparation:

Prepare a series of dilution from standard iron solution in a 100 ml volumetric flask. Add 1 ml $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{HCl}$ solution, 10 ml phenanthroline solution and 10 ml $\text{Na}_2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$. Dilute to 100 ml with water, mix thoroughly and let stand for a minimum of 10 min. Measure absorbance at 510 nm.

Manganese

Manganese is associated with iron minerals and occurs in nodules in ocean, freshwater and soils. Manganese is used in steel alloys, batteries and food additives. Upon exposure to air or other oxidants, groundwater containing manganese usually will precipitate black MnO_2 . It is considered an essential trace element for plants and animals.

Persulfate oxidation of soluble manganous compounds to form permanganate is carried out in the presence of silver nitrate. The resulting color is stable for at least 24 h if excess persulfate is present and organic matter is absent.

The persulfate procedure can be used for potable water with trace to small amounts of organic matter if the period of heating is increased after more persulfate has been added.

Reagents

1- Special reagent: dissolve 75 g HgSO_4 in 400 ml conc. HNO_3 and 200 ml distilled water. Add 200 ml 85% phosphoric acid (H_3PO_4) and 35 mg silver nitrate (AgNO_3). Dilute the cooled solution to 1L.

2- Ammonium persulfate: $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ solid

3- Standard manganese solution: prepare a 0.1N potassium permanganate (KMnO_4) solution by dissolving 3.2 g KMnO_4 in distilled water and making up to 1L. Age for several weeks in sunlight or heat for several hours near the boiling point, then filter through a fine fritted-glass filter crucible and standardize against sodium oxalate as follows:

Weight 100 mg of $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ and transfer to 400 ml beakers. Add 100 ml distilled water and stir to dissolve. Add 10 ml 1+1 H_2SO_4 and heat rapidly to 90 to 95 °C. Titrate rapidly with the KMnO_4 solution to be standardized, while stirring to a slight pink end-point color that persists for at least 1 min. ** Do not let temperature fall below 85°C, if necessary warm beaker contents during titration. 100 mg $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

will consume about 15 ml permanganate solution. Run a blank on distilled water and H_2SO_4 .

$$\text{Normality of } KMnO_4 = \frac{g \text{ Na}_2C_2O_4}{(A-B)} \times 0.067$$

Calculate volume of this solution necessary to prepare 1L of solution so that,

$$1 \text{ ml} = 50 \mu\text{g Mn as follows: } Ml \text{ } KMnO_4 = 4.55N \text{ } KMnO_4$$

To this volume add 2 to 3 ml conc H_2SO_4 and $NaHSO_3$ solution drop wise, with stirring, until the permanganate color disappears. Boil to remove excess SO_2 , cool and dilute to 1000 ml with distilled water.

4- Hydrogen peroxide: H_2O_2 30%

5- Sulfuric acid H_2SO_4 : conc. & 1+1 dilution

6- Sodium oxalate: $Na_2C_2O_4$

7- Sodium bisulfite: dissolve 10 g $NaHSO_3$ in 100 ml distilled water.

Procedure

To a suitable sample portion add 5 ml special reagent and 1 drop H_2O_2 . Concentrate to 90 ml by boiling. Add 1 g $(NH_4)_2S_2O_8$, bring to a boil, and boil for 1 min. Remove from heat source, and then cool.

Dilute to 100 ml and mix and read the absorbance at 525 nm.

Prepare standard curve of Mn by treating various amounts of standard Mn solution in the same way.

Fluoride

A Fluoride concentration of approximately 1 mg/L in drinking water effectively reduces dental caries without harmful effects on health.

Fluoride

May occur naturally in water or it may be added in controlled amounts. Some fluorosis may occur when the fluoride level exceeds the recommendation limits. Maintenance of an optimal fluoride concentration is essential in maintaining effectiveness and safety of the fluoridation procedure.

The SPADNS colorimetric method is based on the reaction between fluoride and a zirconium –dye lake. Fluoride reacts with the dye lake, dissociating a portion of it into a colorless complex anion (ZrF_6^{2-}), and the dye. As the amount of fluoride increases, the color produced becomes progressively lighter.

Reagents

1- Standard fluoride solution: dissolve 221 mg anhydrous sodium fluoride NaF, in distilled water and dilute to 1L

$$1 \text{ ml} = 100 \mu\text{g F}^-$$

Dilute 100 ml stock fluoride solution to 1L with distilled water

$$1 \text{ ml} = 10 \mu\text{g F}^-$$

2- SPADNS solution: dissolve 958 mg SPADNS, sodium 2-(parasulfophenylazo)-1,8-dihydroxy-3,6-naphthalene disulfonate, also called 4,5-dihydroxy-3-(parasulfophenylazo)-2,7-naphthalenedisulfonic acid trisodium salt, in distilled water and dilute to 500 ml. **This solution is stable for at least 1 year if protected from direct sunlight.

3- Zirconyl-acid reagent: dissolve 133 mg zirconyl chloride octahydrate $\text{ZrOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ in about 25 ml distilled water. Add 350 ml conc. HCl and dilute to 500 ml with distilled water.

4- Acid zirconyl-SPADNS reagent: mix equal volumes of SPADNS solution and zirconyl-acid reagent. The combined reagent is stable for at least 2 years.

5- Reference solution: add 10 ml SPADNS solution to 100 ml distilled water. Dilute 7 ml conc. HCl to 10 ml and add to the diluted SPADNS solution. The resulting solution, used for setting the instrument reference point (zero) **is stable for at least 1 year.

Procedure

1- Preparation of standard curve: prepare fluoride standards in the range of 0 to 1.4 mg F-/L by diluting appropriate quantities of standard fluoride solution to 50 ml with distilled water. Pipet 5 ml each of SPADNS solution and zirconyl-acid reagent or 10 ml mixed acid-zirconyl- SPADNS reagent, to each standard and mix well. Set photometer to zero absorbance with the reference solution and obtain absorbance readings at 570nm.

2- Sample treatment: use a 50 ml sample or a portion diluted to 50 ml with distilled water. Add 5 ml each of SPADNS solution and zirconyl-acid reagent, or 10 ml acid-SPADNS reagent; mix well and read absorbance.

Oxidant Demand/Requirement

Oxidants are added to water and wastewater primarily for disinfectant. Oxidant demand refers to the difference between the added oxidant dose and the residual concentration measured after a prescribed contact time at a given pH and temperature. Oxidant requirement refers to the oxidant dose required to achieve a given oxidant residual at a prescribed contact time, pH and temperature. Chlorine will liberate free iodine from potassium iodide (KI) solutions at pH 8 or less. The liberated iodine is titrated with a standard sodium thiosulfate solution ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) with starch as indicator. Titrate at pH 3 to 4 because the reaction is not stoichiometric at neutral pH due to partial oxidation of thiosulfate to sulfate.

Reagents

- 1- Chlorine-demand free water
 - 2- Acetic acid, conc (glacial)
 - 3- Potassium iodide KI crystal
 - 4- Starch indicator: to 5 g starch add a little cold water. Poured into 1 L of boiling distilled water, stir and let settle overnight. Use clear supernatant.
 - 5- Potassium dichromate solution: 0.025N, dissolve 1.225g potassium dichromate $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ in 1 L distilled water.
 - 6- Standard sodium thiosulfate solution: 0.025N dissolve 6.205g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ in 1L freshly boiled distilled water and standardize against potassium dichromate.
- To 80 ml distilled water, add 1 ml conc. H_2SO_4 , 10 ml $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ and 1g KI. Kep in dark for 5 min and then titrate with sodium thiosulfate titrant until faint yellow color. Add 1 ml starch indicator and complete titration until blue color disappear.

Chlorine Determination

In 250 ml conical flask with quick feet stopper, add 100 ml free chlorine distilled water, add 2 ml conc. H_2SO_4 + 1 g KI + 0.5 ml

chlorine water. Put in the dark for 5 min and then titrate with sodium thiosulfate titrant until the pale yellow color. Add 1 ml starch solution and continue in titration until the blue color disappears.

$\text{mg Cl}_2/\text{L} = \text{ml of titrant} \times 0.9 (\text{MW of Cl}_2 \times \text{N of sodium thiosulfate titrant}) / \text{ml of sample}$

Chlorine (Residual)

The chlorination of water supplies and polluted waters serves primarily to destroy or deactivate disease-producing microorganisms. A secondary benefit in treating drinking water. Chlorination may produce adverse effects. Potentially carcinogenic chloroorganic compounds such as chloroform may be formed. Chlorine applied to water in its molecular or hypochlorite form initially undergoes hydrolysis to form free chlorine consisting of aqueous molecular chlorine, hypochlorous acid and hypochlorite ion. The presence and concentrations of the combined forms depend on pH, temperature, initial chlorine to nitrogen ratio, absolute chlorine demand and reaction time. Both free and combined chlorine may be present at the same time.

Reagents

- 1- Phosphate buffer solution: dissolve 24 g anhydrous Na_2HPO_4 and 46 g anhydrous KH_2PO_4 in distilled water. Combine with 100 ml distilled water in which 800 mg EDTA-disodium salt have been dissolved, then dilute to 1 L.
- 2- N,N-diethyl-p-phenylenediamine (DPD) indicator solution: dissolve 1 g DPD oxalate, or 1.5 g DPD sulfate pentahydrate, or 1.1 g anhydrous DPD sulfate in chlorine – free distilled water containing 8 ml 1+3 H_2SO_4 and 200 mg EDTA-disodium salt. Make up to 1 L, store in a brown glass-stoppered bottle in the dark and discard when discolored.

Procedure

Develop color by first placing 5 ml phosphate buffer solution and 5 ml DPD indicator reagent in flask and then adding 100 ml sample and read absorbance immediately at 515nm.

Residual Chlorine Standard Curve:

Prepare a stock solution containing 891 mg KMnO_4 /1000 ml. Dilute 10 ml stock solution to 100 ml with distilled water in a volumetric flask.

When 1 ml of this solution is diluted to 100 ml, chlorine equivalent of 1mg/L will be produced in the DPD reaction

Prepare a series of KMnO_4 standards covering the chlorine equivalent range of 0.05 to 4mg/L, and proceed as the sample.

a- Free chlorine: read the color immediately

b- Monochloramine: continue by adding one very small crystal of KI (about 0.1mg) and mix. Read the color immediately.

c- Dichloramine: continue by adding several crystals of KI (about 0.1g) and mix to dissolve. Let stand about 2 min and read color.

Aluminum

Aluminum occurs in the earth's crust in combination with silicon and oxygen to form feldspars, micas and clay minerals. Aluminum potassium sulfate (alum) is used in water-treatment processes to flocculate suspended particles, but it may leave a residue of aluminum in the finished water.

Aluminum is nonessential for plants and animals. Concentrations exceeding 1.5mg/L constitute a toxicity hazard in the marine environment and levels below 200µg/L present a minimal risk.

The possibility of a link between elevated aluminum levels in brain tissues and Alzheimer's disease has been raised.

With Eriochrome cyanine R dye, dilute aluminum solutions buffered to a pH of 6 produce a red to pink complex that exhibits maximum absorption at 535nm. The intensity of the developed color is influenced by the aluminum concentration, reaction time, temperature, pH, alkalinity and concentration of other ions in the sample. To compensate for color and turbidity, the aluminum in one portion of sample is complexed with EDTA to provide a blank. The interference of iron and manganese, two elements commonly found in water when aluminum is present is eliminated by adding ascorbic acid.

Reagents

1- Stock aluminum solution: Dissolve 8.791 g aluminum sulphate $AlK(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ in water to 1000 ml. Dilute 10ml stock aluminum solution to 1000 ml with water:

$$1\text{ml} = 5\mu\text{g Al} \quad (\text{prepare daily})$$

2- Sulfuric acid, H_2SO_4 : 0.02N

3- Ascorbic acid solution: dissolve 0.1g ascorbic acid in water and make up to 100ml in volumetric flask (prepare fresh daily).

4- Buffer reagent: dissolve 136g sodium acetate $NaC_2H_3O_2 \cdot 3H_2O$ in water, add 40 ml 1 N acetic acid, and dilute to 1 L.

(1N acetic acid)

5- Stock dye solution: dissolve 300mg Eriochrome cyanine R dye in about 50 ml water. Adjust pH from about 9 to about 2.09 with 1+1 acetic acid. Dilute with water to 100 ml. (Stock solutions have excellent stability and can be kept for at least a year).

***Working dye solution: dilute 10ml of stock dye solution to 100ml in a volumetric flask with water. Working solutions are stable for at least 6 months.

6- Methyl orange indicator solution:

7- EDTA (disodium salt): 0.01 M, dissolve 3.7 g in water, and dilute to 1L.

Procedure

1- Preparation of calibration curve:

a- Prepare a series of aluminum standard from 0 to 7 μg (0 to 280 $\mu\text{g/L}$ based on a 25 ml sample) by accurately measuring the calculated volumes into 50ml volumetric flasks. Add water to a total volume of approximately 25 ml.

b- Add 1 ml 0.02N H_2SO_4 to each standard and mix. Add 1 ml ascorbic acid solution and mix. Add 10 ml buffer solution and mix. Add 5ml working dye reagent and mix. Immediately make up to 50ml with distilled water. Mix and let stand for 5 to 10 min. The color begins to fade after 15 min. Read on wavelength of 535nm.

2- Sample treatment:

a- Place 25 ml sample or a portion diluted to 25 ml in volumetric flask, add a few drops of methyl orange indicator and titrate with 0.02N H_2SO_4 to a faint pink color. Record reading and discard sample.

b- To two similar samples at room temperature add the same amount of 0.02N H_2SO_4 used in the titration and 1 ml in excess.

c- To one sample add 1 ml EDTA solution. This will serve as a blank. To both samples add 1 ml ascorbic acid, 10 ml buffer reagent and 5 ml working dye reagent (continue as in calibration curve).

d- After 5 to 10 min contact time read aluminum concentration from the curve.

$\text{mg Al/L} = \mu\text{g Al (in 50 ml final volume) ml sample}$

Oxygen (Dissolved)

Dissolved oxygen (DO) levels in natural and wastewater depend on the physical, chemical and biochemical activities in the water body. The analysis for DO is a key test in water pollution and waste treatment process control.

The iodometric test is the most precise and reliable titrimetric procedure for DO analysis. It is based on the addition of divalent manganese solution followed by strong alkali, to the sample in a glass stoppered bottle. DO rapidly oxidize an equivalent amount of the dispersed divalent manganous hydroxide precipitate to hydroxides of higher valency states. In the presence of iodide ions in an acidic solution, the oxidized manganese reverts to the divalent state, with the liberation of iodine equivalent to the original DO content. The iodine is then titrated with a standard solution of thiosulfate. The titration end point can be detected visually, with a starch indicator. Samples collection must be very carefully. Methods of sampling are dependent on source to be sampled and a certain extent, on method of analysis. Do not let sample remain in contact with air gaseous content.

Reagents

1- Manganous sulfate solution: dissolve 480 g $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ or 400 g $\text{MnSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ or 364 g $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ in distilled water and dilute to 1L.

** preserve in dark bottle.

2- Alkali-iodide-azide reagent: dissolve 500 g NaOH (or 700 g KOH) and 135 g NaI (or 150 g KI) in distilled water and dilute to 1L. Add 10 g NaNO_2 dissolved in 40 ml distilled water.

3- Sulfuric acid H_2SO_4 conc.

4- Standard sodium thiosulfate titrant, 0.025N: dissolve 6.205 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ in 1L freshly boiled distilled water and standardize against potassium dichromate.

To 80 ml distilled water, add 1 ml conc. H_2SO_4 , 10 ml $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ and 1 g KI. Kep in dark for 5 min and then titrate with sodium thiosulfate titrant until faint yellow color. Add 1 ml starch indicator and complete titration until blue color disappear.

Procedure

- 1- To the sample collected in a 250 to 300 ml bottle, add 2 ml MnSO_4 solution followed by 2 ml alkali-iodide-azide reagent.
- 2- Stopper carefully to exclude air bubbles and mix by inverting bottle a few times. When precipitate has settled sufficiently to leave clear superante above the manganese hydroxide floc, add 2 ml conc H_2SO_4 .
- 3- Restopper and mix by inverting several times until dissolution is complete.
- 4- Titrate a volume corresponding to 200 ml original sample; titrate with 0.025 M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ solution to a pale straw color. Add a few drops of starch solution and continue titration to first disappearance of blue color.

Documentation and Evaluation of Data

The role of the analytical laboratory is to produce measurement – based information that is technically valid, legally defensible, and of known quality. Quality assurance is aimed at optimizing the reliability of the measurement process. All measurements contain error, which may be systematic or random. Determination of the systematic and random error components of an analytical method uniquely defines the analytical performance of that method.

Measurement Uncertainty

Even with the fullest possible extent of correction, every measurement has error that is ultimately unknown and unknowable. The description of this unknown error is measurement uncertainty.

Method Detection Level

Detection levels are controversial, principally because of inadequate definition and confusion of terms. Frequently, the instrumental detection level is used for the method detection level and vice versa. Whatever term is used, most analysts agree that the smallest amount that can be detected above the noise in a procedure and within a stated confidence level is the detection level.

Data Quality Objectives

Data quality objectives are systematic planning tools based on the scientific method. They are used to develop data collection designs and to establish specific criteria for the quality of data to be collected. The process helps planners identify decision-making points for data collection activities, to determine the decisions to be made based on the data collected, and to identify the criteria to be used for making each decision.

Checking Correctness of Analyses

For checking correctness of analyses are applicable specifically to water samples for which relatively complete analyses are made. These include pH, conductivity, total dissolved solids (TDS), and major anionic and cationic constituents that are indications of general water quality.

- 1- Anion-Cation Balance
- 2- Measured TDS = Calculated TDS
- 3- Measured EC = Calculated EC
- 4- Measured EC and Ion sums
- 5- Calculated TDS to EC
- 6- Calculated TDS to EC Ratio

Method Development and Evaluation

Method development is the set of experimental procedures devised for measuring a known amount of a constituent in various matrices, in the case of chemical analysis or known characteristics of various matrices.

Method Validation

Whether an entirely new method is developed by accepted research procedures or an existing method is modified to meet special requirements, validation by a three step process is required:

- 1- Single – Operator Characteristics
- 2- Analysis of Unknown Samples
- 3- Method Ruggedness

Collaborative Testing

Once a new or modified method has been developed and validated it is appropriate to determine whether the method should be made a standard method. The procedure to convert a method to standard

status is the collaborative test. In this test, different laboratories use the standard operating procedure to analyze a select number of samples to determine the method's bias and precision as would occur in normal practice.

الصفات الطبيعية و الكيميائية للمركبات الغير عضوية للمياه

Natural & Chemical Characteristics of Inorganic Compounds in Water

د/ جميله حسين على

الماده المقدمه

Presentation

November 2008

Deutsche Gesellschaft für Technische
Zusammenarbeit - GTZ
Water and Wastewater Management
Programme
GTZ Project No. 06.2006.3

الصفات الطبيعية و الكيميائية للمركبات الغير عضوية للمياه

Natural & Chemical Characteristics of Inorganic Compounds in Water

د/ جميله حسين على

خطه الدرس – الماده المقدمه
Lesson plan – Presentation

November 2008

Deutsche Gesellschaft für Technische
Zusammenarbeit - GTZ
Water and Wastewater Management
Programme
GTZ Project No. 06.2006.3

المحتويات

أولاً: نظرة عامة على البرنامج التدريبي (الصفات الطبيعية والكيميائية الغير عضوية للمياه)

1. الهدف العام للدورة التدريبية
2. المجموعة المستهدفة
3. عدد المتدربين
4. منهجية التدريب
5. مساعدات التدريب
6. قائمة الموضوعات
7. مكان التدريب و طريقة الجلوس بجلسات التدريب

ثانياً: خطة التدريس بالدورة التدريبية (الصفات الطبيعية والكيميائية الغير عضوية للمياه)

1. أهداف الدورة
2. موضوعات الدورة
3. مدة الدورة
4. البرنامج الزمني للدورة

أولاً: نظرة عامة على البرنامج التدريبي (الصفات الطبيعية والكيميائية الغير عضوية للمياه)

1. الهدف العام للدورة التدريبية

تجري في معامل التحاليل المختلفة اختبارات لتقدير مكونات وتركيزات المواد ومن ضمن تلك المعامل (معامل مياه الشرب) التي تجرى بها اختبارات فحص جودة المياه وصلاحياتها للاستخدام . لمعرفة مكوناتها وطبيعتها قبل الدخول الى محطات المعالجة وكذلك بعد معالجتها للتحقق من صلاحية عملية المعالجة وتطابق نوعية المياه مع المعايير المحلية والدولية.

وتهدف الدورة الى رفع كفاءة العاملين بالمعامل الفرعية بمحافظة قنا وتزويدهم بما يتعلق بدراسة والتدريب على التحاليل المختلفة لمياه الشرب والطرق المعتمدة من الجهات المنوط بها وضع المواصفات القياسية لمياه الشرب، وتشمل هذه التدريبات التدريب على القياسات المختلفة والتي من خلالها يمكن الوقوف على نوعية المياه وتحديد مواصفاتها من حيث درجة القلوية وعسر الماء وتحديد تركيز بعض المكونات مثل الحديد والمنجنيز والتي لها تأثير مباشر على جودة المياه. وسيتم استعراض الطرق المختلفة الممكن اتباعها والوصول في النهاية إلى أنسب الطرق الممكن اتباعها لتوحيد طرق اختبار المياه على مستوى المعامل الفرعية.

2. المجموعة المستهدفة

العاملين بالمعامل الفرعية التابعة لشركة قنا لمياه الشرب والصرف الصحي ، والمنوط بهم التحاليل الخاصة بمياه الشرب.

3. عدد المتدربين

يبلغ عدد المتدربين المقرر لحضور دورة الصفات الطبيعية والكيميائية الغير عضوية للمياه ما بين 35 - 40 متدرب من معامل محطات المياه ، ويتم تقسيمهم الى ثلاث مجموعات.

4. منهجية التدريب

تعتمد منهجية التدريب بالدورة على عدة اسس يكون الهدف الرئيسى منها توصيل المعلومة بسهولة ويسر للمتدرب وكذلك ضمان المشاركة الفعالة من المتدربين أثناء جلسات التدريب والتأكد من الفهم الكامل لمحتويات وموضوعات الدورة والتدريب العملى والشخصى على الموضوعات التى سنتناولها الدورة.

هذا ويمكن تلخيص المنهجية المتبعة فيما يلى:

- **المحاضرات:** التى يلقيها المدرب ذا الخبرة بهدف توصيل أحدث المعلومات على صورة نظرية وعملية والتأكد من التطبيق العملى بطريقة صحيحة وعلى أساس من الفهم مما يمكنه من تلاشى الأخطاء التى من الممكن أن تلعب دورا فى صحة النتائج التى يتحصل عليها والتى تهتم بنوعية مياه الشرب.
- **الشرائح Power point:** التى تعرض أثناء الشرح لإبراز النقاط الرئيسية لكل موضوع فى تسلسل منطقى ولضمان وتثبيت المعلومة لدى المتدرب.
- **المناقشات المفتوحة:** ويديرها المدرب أو المحاضر وتتيح هذه المناقشات الفرصة لتبادل الآراء وتوجيه الأسئلة و الحصول على معلومات جديدة كما إنه يتم من خلالها نقل المعارف والخبرة العملية والنظرية من المدرب إلى المتدربين واصلاح لمفاهيم الغير صحيحة أو غير حديثة لدى المتدربين.
- **دراسة الحالات الواقعية:** وهى تفيد فى عرض المشاكل العملية التى يواجهها المتدربون أو التى سوف يواجهونها فى عملهم و أساليب التغلب عليها بالاسلوب العلمى الصحيح.
- **التدريب العملى:** والذى سيتاح بصورة فردية لكل متدرب باستخدام الطرق القياسية الحديثة لضمان الفهم التام والتطبيق الصحيح من المتدرب للمعلومات والطرق العملية التى تم تدريسها.

- **المراجع العلمية و الكودات و المواصفات :** يتم إعطاء المتدرب المراجع العلمية التى أعتمد عليها والتي يمكن الرجوع إليها لزيادة التعمق فى المجال
- **فى نهاية الدورة يتم تقييم الحاضرين من خلال اختبار تحريرى فى مواد الدورة.**

5. مساعدات التدريب

- **جهاز عرض الشرائح (Power Point Projector)**
- **سبورة بيضاء أو سبورة ورقية**
- **شاشات عرض.**

6. مكان التدريب و طريقة الجلوس بجلسات التدريب

يجلس المتدربون وفى مواجهتهم المحاضر فى المنتصف وعلى يمينه جهاز الكمبيوتر لعرض الشرائح Power Point وشاشة العرض وعلى يساره السبورة البيضاء أو السبورة الورقية ويكون وضع كل من شاشة العرض والسبورة بحيث يسمح بسهولة الرؤية لجميع المتدربين.

وتقدر المساحة المطلوبة لقاعة التدريب بما لا يقل عن 5 × 7 مترا لتستوعب المتدربين والمدرّب لتسمح بسهولة حركة المدرّب وإمكانية وصوله لأماكن جلوس المتدربين. ويلزم أن تتوفر بالقاعة الإضاءة اللازمة والتهوية الكافية والأجهزة الصوتية المناسبة.

ثانيا: خطة التدريس بالدورة التدريبية

دورة الصفات الطبيعية والكيميائية الغير عضوية للمياه

المحاضر: أ.د. جميلة حسين على

(1) أهداف الدورة

بنهاية الدورة فإن المشاركون سوف يتم تدريبهم على :

- أنواع القياسات الكيميائية المستخدمة فى التحليلات الغير عضوية للماء
- التعرف على جهاز المطياف اللونى وكيفية اعداده للعمل
- كيفية أعداد المنحنيات القياسية للتفاعلات الكيميائية اللونية
- قياس قلوية الماء
- قياس العسر الكلى للماء وعسر الكالسيوم وعسر الماغنسيوم والتداخلات المؤثرة فى عملية التقدير.
- طريقة قياس المواد الصلبة فى الماء والتي تشمل كل من الأملاح الذائبة الكلية-المواد الصلبة - المواد العالقة والتي تؤثر على جودة مياه الشرب
- الطرق التليلية لقياس تركيز مسببات التلوث فى الماء والتي تشمل كل من: الفوسفات-النترات-النيتريت- الأمونيا
- طرق قياس الحديد والمنجنيز فى الماء
- طرق قياس أملاح الكلوريد والكبريتات فى الماء
- طرق قياس تركيز الكلور والكلور الحر المتبقى (الطريقة العيارية والطريقة اللونية)
- تقييم النتائج المتحصل عليها من التحليلات الطبيعية والكيميائية للمياه
- كتابة التقارير والتعليق على النتائج المتحصل عليها.

(2) موضوعات الدورة

- المقدمة وشرح الهدف من الدورة.
- طرق القياسات الكيميائية
- الأدوات والأجهزة المستخدمة فى التحليلات الطبيعية والكيميائية للماء
- المنحنيات القياسية وطرق إعدادها
- الصفات الطبيعية والكيميائية للماء والتي تشمل كل من: الأس الهيدروجينى - القلوية - العسر الكلى - عسر الكالسيوم والمغنسيوم - النترات - النيتريت - الأمونيا - الفوسفات - الحديد - المنجنيز - الكلوريد - الكبريت
- طرق قياس وتقدير الكلور
- طرق تقدير المواد الصلبة والذائبة
- أعداد التقارير والتعليق على النتائج

(3) مدة الدورة

تستغرق الدورة مدة ثمانية أيام متواصلة و يبدأ العمل يوميا من الساعة التاسعة صباحا حتى الساعة الرابعة بعد الظهر ، أى مدة سبعة ساعات يوميا يتخللها نصف ساعة لتناول المشروبات والغداء.

البرنامج الزمني للدورة

اليوم	الجلسة	التوقيت	الموضوع	المحتوى	الشرائح
اليوم الأول	التسجيل			أستقبال وتسجيل المشاركين في الدورة	
	جلسة الافتتاح	11.30-9	التعارف المقدمة والهدف من الدورة	مقدمة عامة عن دورة المياه في الطبيعة – أهم الصفات الكيميائية للمياه	ملف رقم 1 & 2 (ppt 1-19& 1-13)
		2.30 – 12.30	الماء كمذيب جيد	الروابط الكيميائية للمياه – الماء كمذيب جيد – التكافؤ وحساب الأوزان الذرية للعناصر	
		4-2.30	عملى	مراجعة الكيماويات المطلوبة وتجهيز متطلبات الجزء العملى من كيماويات وأجهزة	
اليوم الثانى		11.30- 9	الصفات الطبيعية والكيميائية للمياه	الصفات الطبيعية والطبوغرافية التى تؤثر على جودة المياه- الصفات الطبيعية للمياه	ملف رقم 3 (ppt: 1-28)
		2.30- 12	الصفات الطبيعية والكيميائية للمياه	الصفات الكيميائية للمياه (القلوية – عسر الماء)	
		4- 2.30	عملى	مقدمة عامة عن الأجهزة والكيماويات الخاصة بالتحليلات الكيميائية للماء – الطريقة الوزنية- الطريقة اللونية- الطريقة العيارية	ملف رقم 01 (ppt: 1-13)

اليوم	الجلسة	التوقيت	الموضوع	المحتوى	الشرائح
اليوم الثالث		9 - 11.30	الصفات الطبيعية والكيميائية للمياه	الصفات الكيميائية للمياه (أملاح الكلوريد - الكبريت) المغذيات	ملف رقم 3 (ppt: 1-28)
		12 - 2.30	الصفات الطبيعية والكيميائية للمياه	(مجموعة النيتروجين - الفوسفات) - المعادن الثقيلة	
		2.30 - 4	عملى	المحتوى العضوى للمياه- أيونات العناصر الرئيسية الموجودة بالمياه- الملوثات العضوية- أملاح غير عضوية تحضير المحاليل العيارية	ملف رقم 01 (ppt: 1-13)
اليوم الرابع		9 - 11.30	الأتزان الكيميائى للمياه	تواجد الكربون الغير عضوى فى الطبيعة - تأثير ثانى أكسيد الكربون على الأتزان الكيميائى للمياه - أملاح الكربونات والبيكربونات فى المياه	ملف رقم 4، 5، 6 (ppt: 1-12, 1-10, 1-12)
		12 - 2.30	عملى	تعيين القلوية فى الماء	ملف رقم 03 (ppt: 1-24)
		9 - 11.30	مسببات ظاهرة التآكل فى المياه	تآكل مواسير شبكة التوزيع - مسببات ظاهرة التآكل - تأثير ظاهرة التآكل على جودة مياه الشرب - حساب معامل التآكل - التغلب على ظاهرة تآكل شبكة التوزيع	ملف رقم 7 (ppt: 1-16)
اليوم الخامس		12 - 2.30	مصادر تلوث المياه	مصادر التلوث - مناطق التلوث فى المسطحات المائية- أنواع الملوثات (ملوثات عضوية-ملوثات غير عضوية-ملوثات نووية- التلوث بالمغذيات)	ملف رقم 8 (ppt: 1-13)
		2.30 - 4	عملى	تقدير أملاح الكلوريد	ملف رقم 04 (ppt: 1-14)

اليوم السادس		9- 11.30 12- 2.30	طرق تقدير الشبة - وحجم حبيبات الرمل	الخواص الطبيعية والكيميائية الواجب توافرها في أملاح الشبة المستخدمة في تنقية المياه- طريقة تعيين المواد الغير قابلة للذوبان في الماء- طريقة تعيين أكسیدی الألومنيوم والحديد في الشبة- طريقة تقدير حجم حبيبات الرمل المستخدم في المرشحات الرملية- جهاز هز الرمال	ملف رقم 9 (ppt: 1-10)
اليوم السابع		4- 2.30	عملی	الطريقة اللونية والطريقة العيارية لتقدير الكلور والكلور الحر	ملف رقم 07 (ppt:1-27)
اليوم الثامن		4- 9 12-11.30) استراحة)	أعداد المنحنيات القياسية- وتحضير المحاليل العيارية	طرق أعداد وتجهيز المحاليل القياسية- استخدام جهاز المطياف اللوني- أعداد المنحنيات القياسية- تحضير وضبط المحاليل العيارية	ملف رقم 01 (ppt: 1-13)
اليوم التاسع		4- 9 12- 11.30) استراحة)	الصفات الطبيعية والكيميائية للمياه	طرق قياس الصفات الطبيعية للمياه (اللون- الطعم- الرائحة- درجة الحرارة- التوصيل الكهربی) المواد الصلبة وطرق تقديرها في الماء	ملف رقم 02 (ppt: 13-1)
اليوم العاشر		4- 9 12-11.30) استراحة)	الصفات الطبيعية والكيميائية للمياه	الأس الهيدروجینی - تعيين عسر الماء (العسر الكلی-عسر الكالسيوم - عسر الماغنسيوم) طرق حساب عنصری الكالسيوم والماغنسيوم، تقدير أملاح الكبريتات	ملف رقم 03 (ppt: 1-24)
اليوم الحادي عشر		4- 9 12-11.30) استراحة)	الصفات الطبيعية والكيميائية للمياه	الطريقة اللونية لقياس كل من: النترات - النيتريت - الأمونيا- الفوسفات	ملف رقم 05 (ppt: 1-21)

ملف رقم 06 (ppt: 1-21)	طريقة اللونية لقياس تركيز كل من : الحديد - المنجنيز - الألومنيوم	الصفات الطبيعية والكيميائية للمياه	4 - 9 12-11.30 استراحة)	اليوم الحادي عشر
ملف رقم 07 (ppt: 1-27)	طريقة التعليق على النتائج - كتابة التقارير لعينات المياه بعد التحليل قيام المتدربين بتحليل عينة مجهولة وكتابة التعليق عليها	رصد النتائج والتعليق عليها تدريب عملي	11.30-9 2.30-12 4-2.30	اليوم الثاني عشر



Water Chemistry

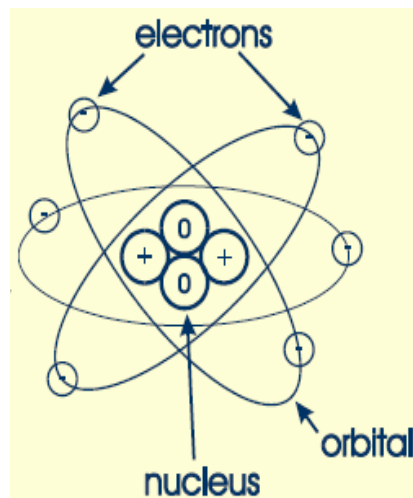
Prof. Gamila H. Ali

Seite 1



ATOMIC STRUCTURE

- Each atom of an element is composed of a **nucleus** surrounded by **electrons** in various **orbitals**
- **Nucleus** - a central concentration of mass consisting of **protons** and **neutrons**



Seite 2



ATOMIC STRUCTURE

- Electrons – **negatively** charged particles of relatively low mass
- Protons - **positively** charged particles of relatively high mass
- Neutrons - particles with **no charge** but mass similar to that of protons



CHEMICAL BONDING

- 🌐 **Ionic bonds** - bonds formed via the electrostatic attraction between oppositely charged ions.



Na contributes electron, leaving it with a closed shell
Cl gains electron, leaving it with a closed shell

- 🌐 **Covalent bonds** - bonds formed by sharing of electrons.



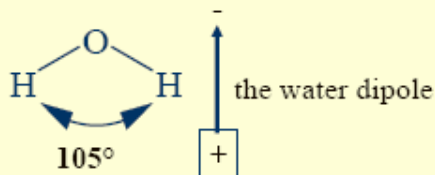
- 🌐 **Polar Covalent bonds** - the sharing of the electron pair is unequal. There is a charge separation with one atom being slightly more positive and the other more negative.





WHY DO WE CARE IF A BOND IS IONIC OR COVALENT?

- All physical and chemical properties of a compound depend on the character of the bonds.
- Solubility in water** (general rule - like dissolves like)
Water is a polar covalent **solvent** - 39% ionic & 61% covalent - meaning there is a positive and a negative pole to the molecule.

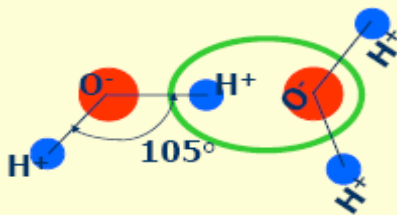


Water dissolves ionic solids (e.g., NaCl, K₂SO₄) very well. On the other hand, polar water is a very poor solvent for many organic compounds, e.g., toxic benzene (C₆H₆).

Seite 6

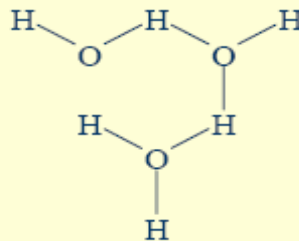


PROPERTIES OF WATER



Because each water molecule has a positive and a negative end, these can attract one another to form a **hydrogen bond**.

- The hydrogen bonding of water is responsible for many anomalous properties of water.
 - high boiling point & melting point
 - The maximum density is at 4°C.
 - Ice is less dense than the liquid water.

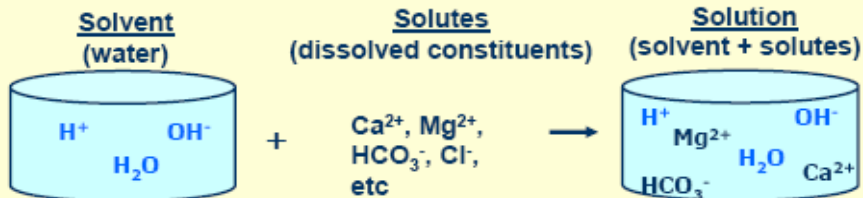


Seite 7



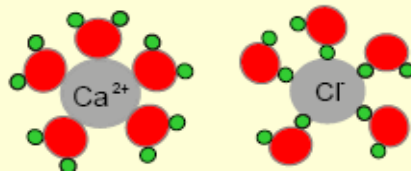
PROPERTIES OF WATER

Solvent : Water dissolves some amount of virtually every solid or gas.

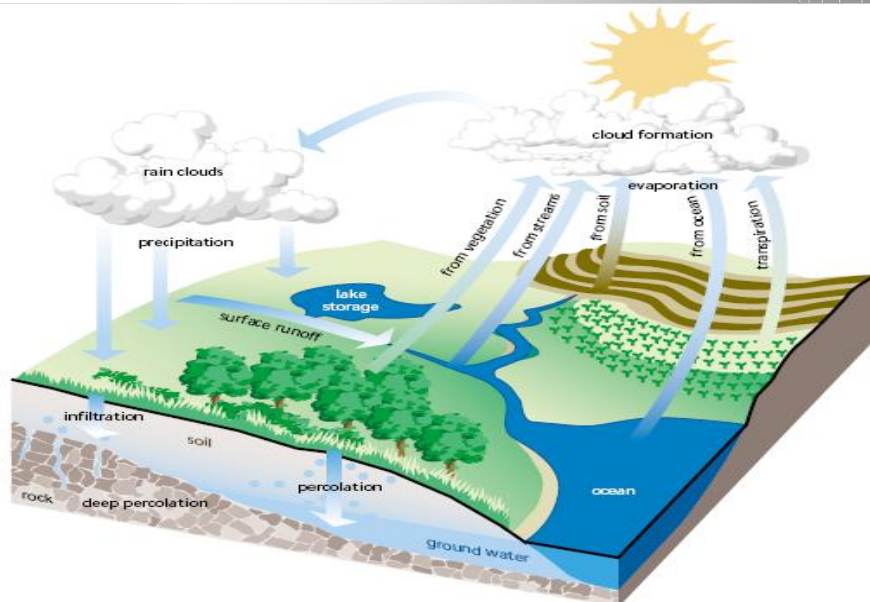


Also because of the polar nature of water, ions will be surrounded by water dipoles (hydrated) in solution.

Hydration isolates the ions from their neighbors and neutralizes the attractive forces that hold minerals together.



Seite 7



Seite 8

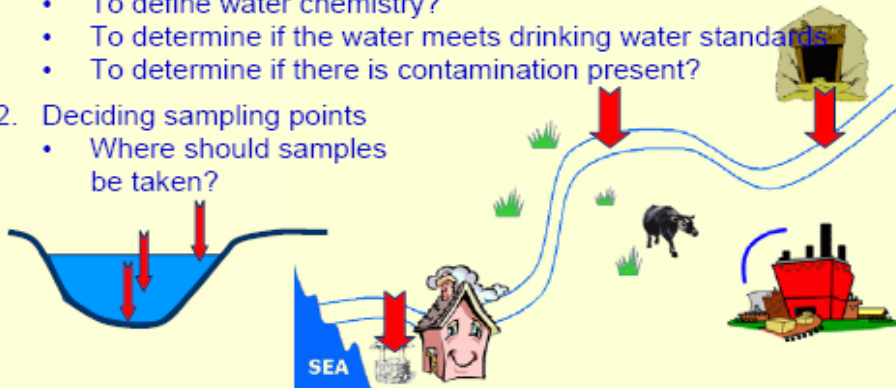


What we should do?

- Collect the water samples
- Perform the chemical analysis

Collection of water samples

1. Determination of the purpose
 - To define water chemistry?
 - To determine if the water meets drinking water standards
 - To determine if there is contamination present?
2. Deciding sampling points
 - Where should samples be taken?



Seite 9



- How many sampling points?
- Will new sampling points be needed?



3. Determining which characteristics will be analyzed
 - Some measurements can or must be made on-site.
(eg. temp, pH, Eh, flow rate, TDS etc)
 - Preserve samples for lab analysis
(eg. Alkalinity, major cations and anions, minor elements, etc)

Seite 10



ANALYTICAL METHODS

- **Organic Chemicals** (Benzene, Carbon tetrachloride, Vinyl chloride, Xylenes, Tetrachloroethylene, Trichloroethylene, Toluene, etc) - **Gas Chromatography**
- **Inorganic Chemicals** (Arsenic, Barium, Bromate, Cadmium, Calcium, Chloride, Fluoride, Lead, Magnesium, Mercury, Nitrate, Nitrite, Silica, Sodium, etc) - **Ion Chromatography, ICP-Mass Spectrometry**
- **Microorganisms** (Coliform, Viruses, etc) - **Membrane Filter Method**
- **Radionuclides** (Combined radium, Uranium, Radon, etc) - **Radiochemical Methodology**



Seite 11



LABORATORY REPORT

Seite 12



UNITS OF EXPRESSION

Mass Concentration – we use many units of concentration.

- weight/weight units – ppm, ppb
- weight/volume units – mg/L, g/L

The conversion factor between mg/L and ppm is:

$$\text{ppm (parts per million)} = \frac{1\text{g}}{10^6\text{g}} \times \frac{10^3\text{mg}}{1\text{g}} \times \frac{10^3\text{g}}{1\text{kg}} = \frac{1\text{mg}}{1\text{kg}}$$

$$\frac{\text{mg}}{\text{kg}} = \frac{\text{mg}}{\text{L}} \times \frac{1}{\rho}$$

Because the density of many natural waters is near 1 kg/L, it is often a sufficiently good approximation that mg/L and ppm are numerically equal.

$$\text{ppm (parts per million)} = \frac{1\text{g}}{10^6\text{g}} = \frac{1\text{mg}}{1\text{kg}} = \frac{1\text{mg}}{\text{L}} \text{ (in natural water)}$$



UNITS OF EXPRESSION

Molar Concentration - In almost all geochemical calculations, it is necessary to use molar concentrations rather than mass concentrations.

- ♣ Moles (1 mole = 6.023×10^{23} atoms or molecules)

- Molality (m) = $\frac{\text{moles of solutes, mol}}{\text{mass of solvent, kg}}$

- Molarity (M) = $\frac{\text{moles of solutes, mol}}{\text{volume of solution, L}}$

- ♣ Molarity is the most common concentration unit involved in calculations dealing with volumetric stoichiometry.

- ♣ Conversion from mol/L (M) to mg/L is accomplished using the formula:

$$\frac{\text{mg}}{\text{L}} = \frac{\text{mol}}{\text{L}} \times \text{molar mass} \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right) \times \frac{1000 \text{ mg}}{\text{g}}$$



H: 1g (atomic mass) x 1 = 1g
Cl: 35.5g (atomic mass) x 1 = 35.5g $\longrightarrow$ 1 + 35.5 = 36.5 g/mole

- **Mole fraction (X)** - another form of molar concentration

$$X_{\text{Solute}} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{total moles of all components}}$$

the **mole fraction (X)** is used for solid solutions, e.g., solid solutions between KAlSi_3O_8 and $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$. In such a solid solution, the mole fraction of KAlSi_3O_8 would be written as:

$$X_{\text{KAlSi}_3\text{O}_8} = \frac{\text{moles KAlSi}_3\text{O}_8}{\text{moles KAlSi}_3\text{O}_8 + \text{moles NaAlSi}_3\text{O}_8}$$

- **Percentage (%)** - the ratio of a solute to the solution

If a solution concentration is given as a percentage, you can generally assume it is a mass percentage unless otherwise stated.



UNITS OF EXPRESSION

Equivalents and Normality (N)- units : equivalents/liter

- Equivalents (eq) are similar to moles, but take into account the valence of an ion.

$$0.002 \text{ mol L}^{-1} \text{ of Ca}^{2+} = 0.004 \text{ eq L}^{-1} \text{ Ca}^{2+}$$

$$0.001 \text{ mol L}^{-1} \text{ of Na}^{+} = 0.001 \text{ eq L}^{-1} \text{ Na}^{+}$$

$$0.003 \text{ mol L}^{-1} \text{ Al}^{3+} = 0.009 \text{ eq L}^{-1} \text{ Al}^{3+}$$

- Normality (N) is another name for eq L⁻¹.
- Alkalinity is an important solution parameter that is expressed as eq L⁻¹ or meq L⁻¹. Hardness is another parameter expressed as eq L⁻¹.

Example. The laboratory reported the concentration of Ca^{2+} in a water sample as 92 mg/L. What is the normality of Ca^{2+} ?

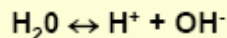
$$\frac{\text{Equivalent}}{\text{Liter}} = \text{Conc.} \left(\frac{\text{mg}}{\text{L}} \right) \times \frac{1 \text{ mole}}{\text{atomic or molecular wt.}} \times \frac{\text{Valence (charge)}}{\text{mole}}$$

$$92 \frac{\text{mg}}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ mole}}{40.08 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{2 \text{ equiv}}{\text{mole}} = 4.6 \times 10^{-3} \frac{\text{equiv}}{\text{L}} = 4.6 \frac{\text{milliequiv}}{\text{L}}$$



HYDROGEN ION ACTIVITY (pH)

- pH is a “master variable” controlling chemical systems.
- **Dissociation of Water** – when water ionizes, the following simplified relationship applies:



The corresponding equilibrium expression for this reaction is

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

where K = equilibrium constant

$[]$ = molar concentration

• we assume $[\text{H}_2\text{O}]$ is unity and don't bother to include it explicitly in the equations

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

where K_w = equilibrium constant for water

Seite 17



HYDROGEN ION ACTIVITY (pH)

- The positive ions in solution must be balanced by the negative ions.

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \text{ substituting for } [\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}^+]^2$$

- Taking the negative logarithm

$$-\log [\text{H}^+] = -\frac{1}{2} \log K_w$$

- Just as pH represents $-\log [\text{H}^+]$, it is convenient to use pK to represent $-\log [K]$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\frac{1}{2} \log K_w = \frac{1}{2} pK_w$$

- In dilute aqueous solution at 25°C, $K_w = 10^{-14}$

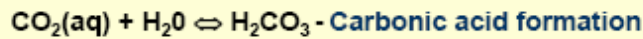
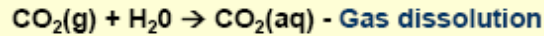
⇒ the pH of pure water is 7.0

Seite 18



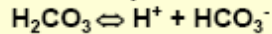
CARBONATE EQUILIBRIUM

- In water exposed to the atmosphere, dissolution/volatilization of carbon dioxide ($\text{CO}_2(\text{g})$) creates carbonic acid (H_2CO_3).

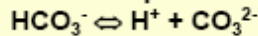


- The carbonic acid will dissociate in two steps.

- (1) Carbonic acid donates one proton to create bicarbonate, HCO_3^-



- (2) Bicarbonate donates the last proton to form carbonate, CO_3^{2-}



Reaction	Equilibrium constant (25°C)
$\text{CO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$	$\text{pK}_{\text{co}_2} = 1.46$
$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$\text{pK}_1 = 6.35$
$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$\text{pK}_2 = 10.33$

Seite 11



Water as a Solvent

Prof. Gamila H. Ali

Seite 10



Water is the “Universal Solvent”

- **Solvent** – a substance capable of dissolving other substances
- **Solute** – the substance(s) that dissolves in a solvent
- **Solution** – the resulting homogeneous mixture of uniform composition
- **Aqueous Solution** – solutions in which water is the solvent



Importance of Water as a Solvent

- Water can transport toxic substances into, within, and out of living organisms.
- Water-soluble toxic substances, such as some pesticides, lead ions, and mercury ions, can be widely distributed.
- Water may reduce the concentrations of pollutants to safe levels by dilution or by carrying them away (or both).
- Rainwater carries substances, including those responsible for acid rain, from the atmosphere down to Earth.



Ways to Describe Concentration

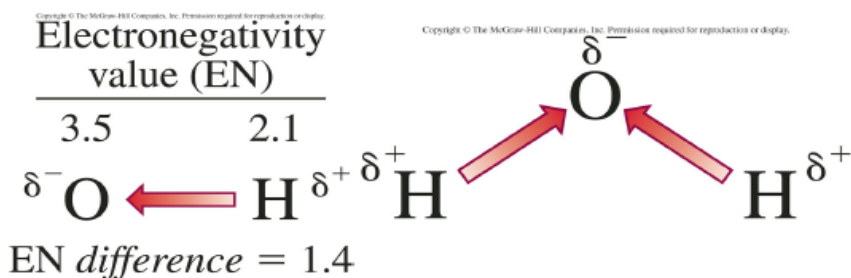
- Weight Percent = $\frac{\text{grams of solute}}{\text{grams of water}} \times 100\%$
- 1 ppm = 1mg solute / L of water
- 1 ppb = 1µg/L
- Molarity: $M = \frac{\text{moles of solute}}{\text{liters of solution}}$



Water is “Polar”

The bonds in water SHARE the electrons,
but the electrons are not shared equally.

The O-H bond is a **polar covalent bond**

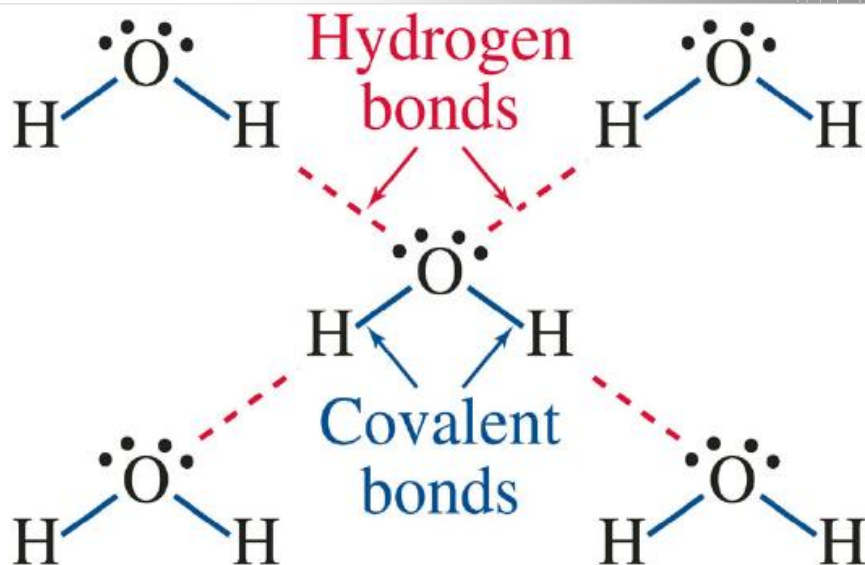




Forces of Attraction

- Electrostatic Interaction – the attraction between opposite charges
- Intramolecular forces – forces that exist within a single molecule
 - Polar bonds
- Intermolecular forces – interactions between two or more molecules
 - Hydrogen-bonding

Seite 20



Seite 21



Aqueous Solutions

- Nonelectrolyte – solutions that do not conduct electricity
- Electrolyte – solutions that conduct electricity
 - Ions – electrically charged species that carry current in aqueous solution
 - Cation – positively charged
 - Anion – negatively charged

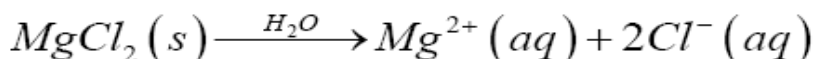
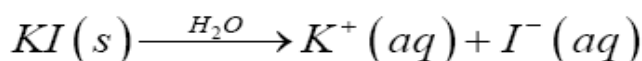
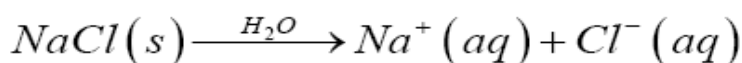


- **Oxidation** = Loss of e^- , hence higher charge
- **Reduction** = gain of e^- , hence lower charge
- **Redox**: transfer of e^- (simultaneous oxidation and reduction)



Ionic Solids

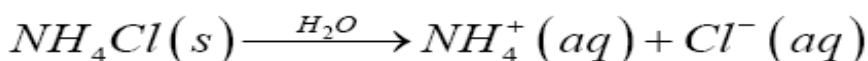
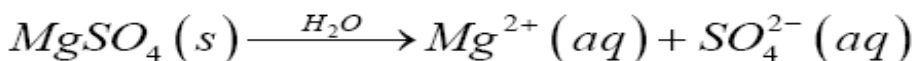
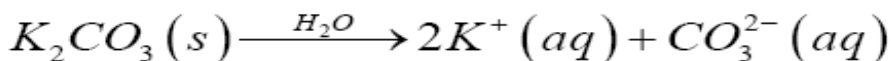
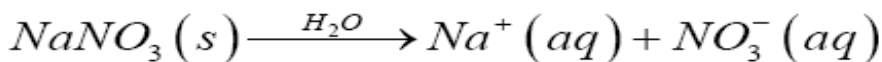
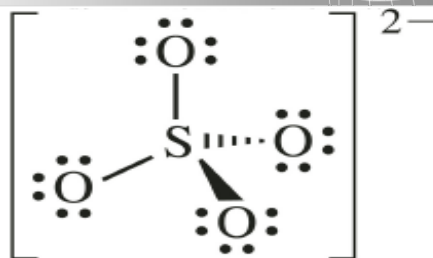
- Metal cation and non-metal anion
- Solids DO NOT conduct electricity
- But Ions dissociate in solution, forming Electrolytic Solutions



Seite 29



- In polyatomic ions the charge is spread out over the entire ion.



Seite 30



Ionic Compounds

- Chemical Formulas – must be neutral so charges must cancel out.

Na (+1) + Cl (-1) make NaCl

Ca (2+) & Br (-1) make CaBr_2

Li (+1) & S (-2) make Li_2S

Al (+3) & O (-2) make Al_2O_3



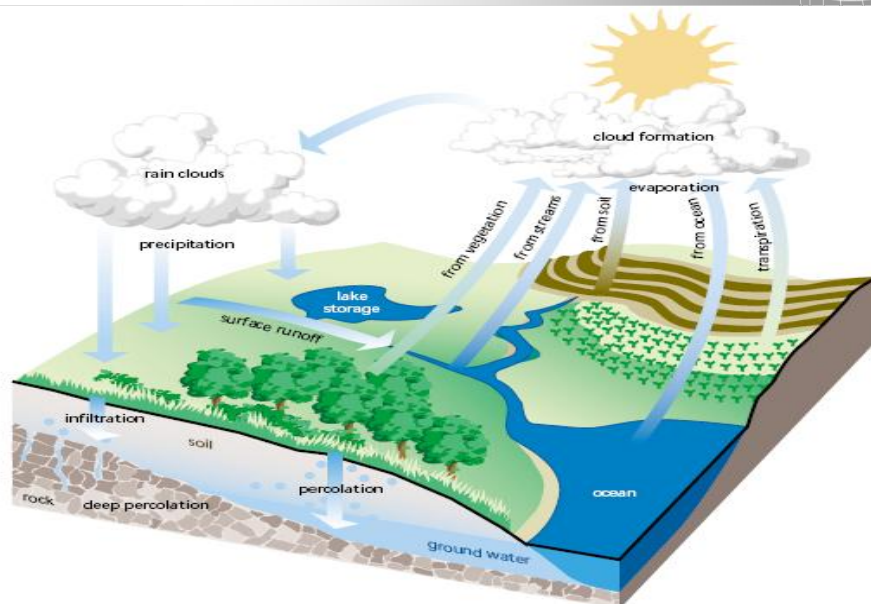
- “Lipophilic” compounds are **not** soluble in water, but **are** soluble in fats.
 - Nonpolar compounds
 - DDT
 - PCBs
 - Can bioaccumulate
- Hydrophilic compounds are **not** soluble in fats but **are** soluble in water



Physical and chemical water characteristics

Prof. Gamila H. Ali

Seite ٢٢



Seite ٢٣



HYDROLOGICAL VARIABLES

Determining the hydrological regime of a water body is an important aspect of a water quality assessment. Discharge measurements, for example, are necessary for mass flow or mass balance calculations and as inputs for water quality models



1-Velocity

Sometimes referred to as the flow rate of a water body can significantly affect its ability to assimilate and transport pollutants. Water velocity can vary within a day, as well as from day to day and season



2-Discharge

Is the volume flowing for a given period of time. For rivers, it is usually expressed as $\text{m}^3 \text{s}^{-1}$ or $\text{m}^3 \text{a}^{-1}$. The amount of suspended and dissolved matter in a water body depends on the discharge and is a product of the concentration and the discharge



3-Water level

Measurement of water level is necessary for mass flow calculations in lakes and groundwater and must be measured at the time and place of water sampling



4- Suspended matter dynamics

Suspended particulate matter consists of material originating from the surface of the catchment area, eroded from river banks or lake shores and resuspended from the bed of the water body



GENERAL VARIABLES

1-Temperature

Water bodies undergo temperature variations along with normal climatic fluctuations. These variations occur seasonally and, in some water bodies, over periods of 24 hours. Temperature affects physical, chemical and biological processes in water bodies and, therefore, the concentration of many variables



2-Colour

Apparent colour is caused by coloured particulates and the refraction and reflection of light on suspended particulates



3-Odour

Water odour is usually the result of labile, volatile organic compounds and may be produced by phytoplankton and aquatic plants or decaying organic matter. Industrial and human wastes can also create odours, either directly or as a result of stimulating biological activity



4-Residue and total suspended solids

The term “residue” applies to the substances remaining after evaporation of a water sample and its subsequent drying in an oven at a given temperature

Total suspended solids (TSS) = non-filterable

Total dissolved solids (TDS) = filterable residue



5-Suspended matter, turbidity and transparency

The type and concentration of suspended matter controls the turbidity and transparency of the water. Suspended matter consists of silt, clay, fine particles of organic and inorganic matter, soluble organic compounds, plankton and other microscopic organisms



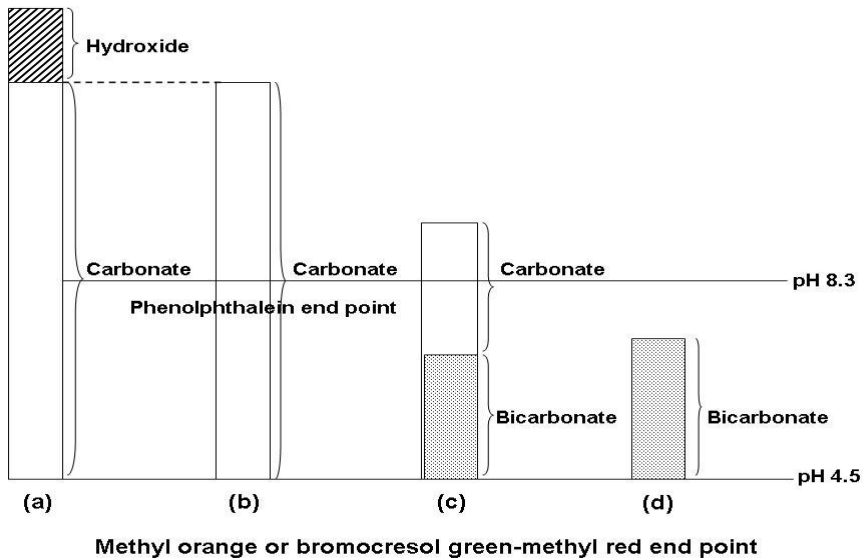
6-Conductivity

Specific conductance, is a measure of the ability of water to conduct an electric current. It is sensitive to variations in dissolved solids, mostly mineral salts



7-pH, acidity and alkalinity

The pH is an important variable in water quality assessment as it influences many biological and chemical processes within a water body and all processes associated with water supply and treatment. pH is principally controlled by the balance between the carbon dioxide, carbonate and bicarbonate ions as well as other natural compounds such as humic and fulvic acids



8-Redox potential

The redox potential (Eh) characterises the oxidation-reduction state of natural waters.

Ions of the same element but different oxidation states form the redox-system which is characterised by a certain value



9-Dissolved oxygen

Oxygen is essential to all forms of aquatic life, including those organisms responsible for the self-purification processes in natural waters. The oxygen content of natural waters varies with temperature, salinity, turbulence, the photosynthetic activity of algae and plants, and atmospheric pressure



10-Carbon dioxide

Carbon dioxide (CO₂) is highly soluble in water and atmospheric CO₂ is absorbed at the air-water interface. In addition, CO₂ is produced within water bodies by the respiration of aquatic biota, during aerobic and anaerobic heterotrophic decomposition of suspended and sedimented organic matter. Carbon dioxide dissolved in natural water is part of an equilibrium involving bicarbonate and carbonate ions



11-Hardness

The hardness of natural waters depends mainly on the presence of dissolved calcium and magnesium salts. The total content of these salts is known as general hardness, which can be further divided into carbonate hardness (determined by concentrations of calcium and magnesium hydrocarbonates), and non-carbonate hardness (determined by calcium and magnesium salts of strong acids)



NUTRIENTS

1-Nitrogen compounds

Nitrogen is essential for living organisms as an important constituent of proteins, including genetic material. Plants and micro-organisms convert inorganic nitrogen to organic forms

- | | |
|------------|---------------------|
| a. Ammonia | b. Nitrite |
| c. Nitrate | d. Organic nitrogen |



2-Phosphorus compounds

Phosphorus is an essential nutrient for living organisms and exists in water bodies as both dissolved and particulate species. It is generally the limiting nutrient for algal growth and, therefore, controls the primary productivity of a water body.

Natural sources of phosphorus are mainly the weathering of phosphorus-bearing rocks and the decomposition of organic matter



ORGANIC MATTER

- **Total organic carbon (TOC)**
- **Chemical oxygen demand (COD)**
- **Biochemical oxygen demand (BOD)**
- **Humic and fulvic acids**



MAJOR IONS

- Sodium
- Potassium
- Calcium
- Magnesium
- Carbonates and bicarbonates
- Chloride
- Sulphate



OTHER INORGANIC VARIABLES

- Sulphide
- Silica
- Fluoride
- Boron
- Cyanide



METALS

The ability of a water body to support aquatic life, as well as its suitability for other uses, depends on many trace elements. Some metals, such as Mn, Zn and Cu, when present in trace concentrations are important for the physiological functions of living tissue and regulate many biochemical processes



▪ Global Environment Monitoring System (GEMS): Al, Cd, Cr, Cu, Fe, Hg, Mn, Ni, Pb, Zn

▪ Environmental Protection Agency (US EPA): As, Cd, Cu, Cr, Pb, Hg, Ni and Zn



ORGANIC CONTAMINANTS

- Mineral oil and petroleum products
- Phenols acids
- Pesticides
(Organ chlorine, Organ phosphorus)
- Surfactants



Ecological Significance of Inorganic Carbon

Prof. Gamila H. Ali



1. Carbon source for primary production



Photosynthesis!

2. A chemical buffer for aquatic systems



Forms of Inorganic Carbon in Water

- free CO_2 and carbonic acid (H_2CO_3)
 - Carbon dioxide is very soluble in water
- bicarbonate (HCO_3^-)
- carbonate (CO_3^{2-})



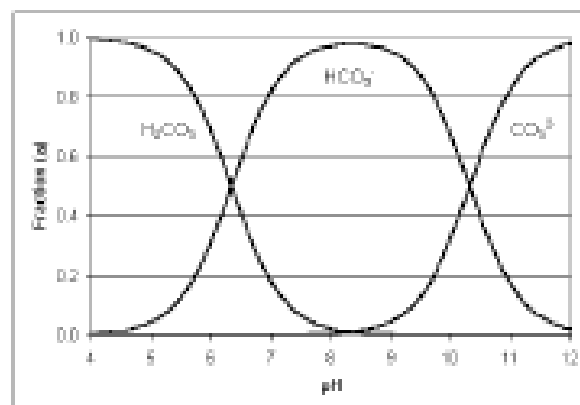
CO₂-Bicarbonate-Carbonate Equilibrium

- Proportion of each carbon species present in water is pH dependant
- This equilibrium complex provides the main pH buffering system for lakes and streams
- pH is important to the availability of nutrients (e.g. phosphate, ammonium, iron)

Seite 11



CO₂-Bicarbonate-Carbonate Equilibrium



Relative abundance of each species is pH dependent

Seite 12



Marl Formation

high rates of CO_2 used in photosynthesis



solid calcium carbonate (CaCO_3) precipitates



suspended CaCO_3 particles can cause lake whitening, reducing light penetration



Sources of Inorganic Carbon

1. atmosphere



2. decomposition



3. respiration (plants and animals)





4. chemical weathering



5. groundwater



Alkalinity

the measure of a water's ability to
neutralize acids

Types:

(usually expressed in terms of mg CaCO_3/L)

- total alkalinity (A_T)
- carbonate alkalinity
- hydroxide alkalinity
- bicarbonate alkalinity



Water Hardness

Depends on concentration of multivalent cations,
mainly Ca^{2+} and Mg^{2+}
(but sometimes also Fe^{3+} and Al^{3+})

Waters that have high alkalinity will also be hard
(but not necessarily the other way around).



Organic Carbon

Distribution:

- dissolved organic carbon
 - labile
 - refractory
- particulate organic detritus
- living organisms



Sources of Organic Carbon

– allochthonous

– autochthonous



Chemical Equilibrium of Water I

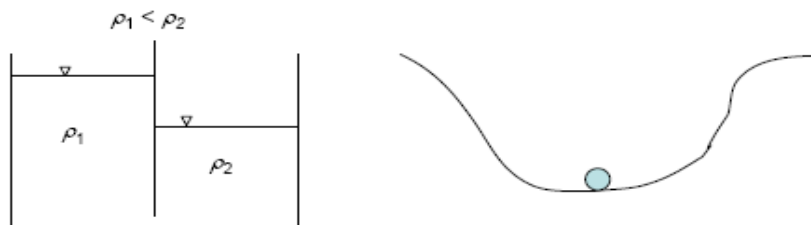
Prof. Gamila H. Ali



Chemical Equilibrium

A condition in which the system is at its minimum attainable energy level and hence has no tendency to undergo chemical change.

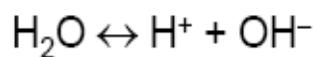
Analogous Physical Equilibria:



Seite ٧٣



The Equilibrium Constant for Water Dissociation, K_w



$$K_{eq} = \frac{(\text{H}^+)(\text{OH}^-)}{(\text{H}_2\text{O})} = \frac{(\text{H}^+)(\text{OH}^-)}{1.0} = 10^{-14.0} \equiv K_w$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(\text{H}^+)$$

Seite ٧٤



Some Important Equilibria in Water Treatment Involving Solids

- $\text{CaCO}_3(s) \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ Hardness
- $\text{Mg}(\text{OH})_2(s) \leftrightarrow \text{Mg}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ Hardness
- $\text{PbCO}_3(s) \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{CO}_3^{2-}$ Lead & Copper Rule (LCR)
- $\text{Cu}(\text{OH})_2(s) \leftrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^-$ LCR
- $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3(s) \leftrightarrow 2\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- + \text{CO}_3^{2-}$ LCR
- $\text{Fe}(\text{OH})_3(s) \leftrightarrow \text{Fe}^{3+} + 3 \text{OH}^-$ Coagulation
- $\text{Al}(\text{OH})_3(s) \leftrightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$ Coagulation
- $\text{SiO}_2(s) + 2 \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_4\text{SiO}_4$ Membrane fouling, Arsenic treatment



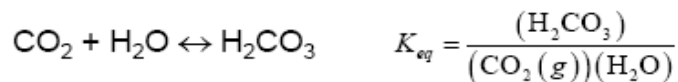
Some Solids are Very Soluble or Very Insoluble

- Some solids (e.g., NaCl , CaCl_2 , Na_2SO_4) are so **soluble** under normal water treatment conditions that we never consider the possibility that the solid will be present in an equilibrium solution.
- Other solids (e.g., $\text{Fe}(\text{OH})_3$, MnO_2) are so **insoluble** under normal water treatment conditions that we assume 100% of the metal precipitates.
- Some solids (CaCO_3) are "**slightly soluble**" under normal water treatment conditions, so neither assumption applies. Others (PbCO_3 , AlPO_4) are very insoluble, but the trace amount that dissolves is still of concern.

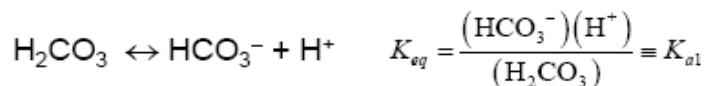


The Carbonate Chemical Group in Water

- Dissolved Carbonate-containing species
 - **Carbonic Acid: H_2CO_3** . Can form by combination of a carbon dioxide molecule and water:



- **Bicarbonate Ion: HCO_3^-** . Can form by “dissociation” of carbonic acid:

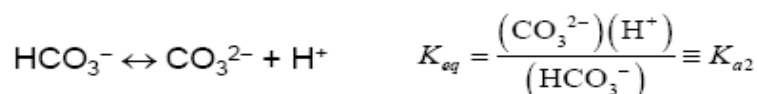


Seite ۷۷



The Carbonate Chemical Group

- Dissolved Carbonate-containing species
 - **Carbonate Ion: CO_3^{2-}** . Can form by dissociation of bicarbonate ion:



- Other Commonly Defined Quantities
 - **Total Dissolved Carbonate: $TOTCO_3$**
 $TOTCO_3 = (H_2CO_3) + (HCO_3^-) + (CO_3^{2-}) + [others?]$
 - **Alkalinity: ALK**
 $ALK = (HCO_3^-) + 2(CO_3^{2-}) + (OH^-) - (H^+)$

Seite ۷۸



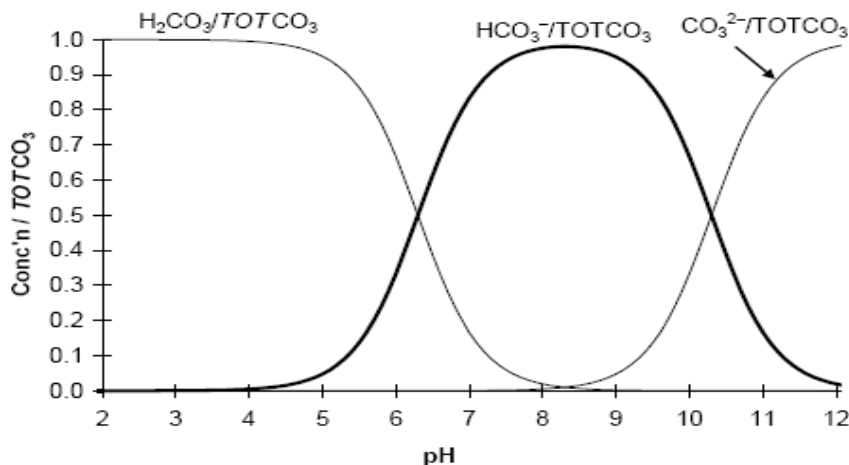
Units for Expressing Alkalinity

- **Equivalents: One equivalent (equiv) of alkalinity refers to one mole of "H⁺ binding capacity."**
 - one mole of HCO_3^- has the capacity to combine with one mole of H^+ , so one mole of HCO_3^- is one equivalent of alkalinity
 - one mole of CO_3^{2-} has the capacity to combine with two moles of H^+ , so one mole of CO_3^{2-} is two equivalents of alkalinity
- **mg/L as CaCO_3 : The number of mg/L of CaCO_3 that would have to be dissolved into pure water for that water to have the same alkalinity as the water of interest**
 - one mole of CaCO_3 can combine with two moles of H^+ , so one mole of CaCO_3 is two equivalents of alkalinity
 - the MW of CaCO_3 is 100, so 50 g of CaCO_3 is one equivalent. An alkalinity of 75 mg/L as CaCO_3 is therefore identical to 1.5 meq/L

Seite 99



Equilibrium Among Dissolved Carbonate Species



Seite 100



Calcium Carbonate Precipitation as a Corrosion Inhibitor

Water quality is sometimes adjusted so that CaCO_3 is slightly supersaturated in the water leaving the WTP. Ideally, a thin layer of the solid forms and coats the pipes, limiting access of the corrosive water to the pipe surface. However, if this process is not controlled carefully, the CaCO_3 layer can get so thick that it impedes flow.



Chemical Equilibrium of Water II

Prof. Gamila H. Ali



**Limestone plus dissolved carbon dioxide
yields calcium and bicarbonate ions
and holes in the aquifer.**

**Dolostone plus dissolved carbon dioxide
yields calcium, magnesium and
bicarbonate ions
and holes in the aquifer.**

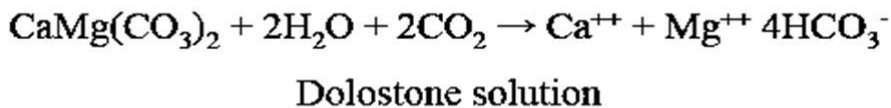
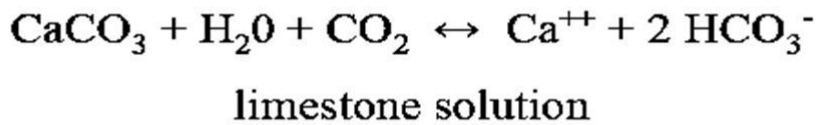


**The solution process establishes a system
of connected porosities that act as
conduits to remove the dissolved ions –
in a powerful positive feedback loop.**

**Recharge, initial porosity
and dissolved carbon dioxide (P_{CO_2})
are the master variables.**



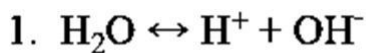
As chemical equations:



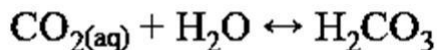
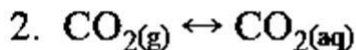
These two reactions probably describe 90+% of the groundwater geochemistry in carbonate dominated systems.



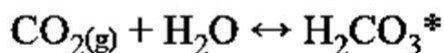
Carbonate Equilibria



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14.0}$$



$$@ 25^\circ\text{C } \text{CO}_{2(aq)} = \sim 250 \text{ H}_2\text{CO}_3$$



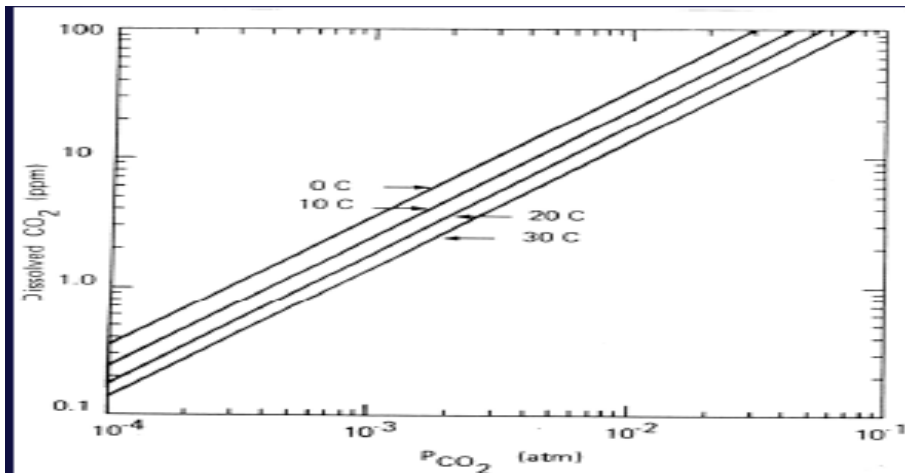
$$\text{H}_2\text{CO}_3^* = \text{CO}_{2(aq)} + \text{CO}_{2(g)}$$

$$K_H = [\text{H}_2\text{CO}_3^*]/P_{\text{CO}_2} = 10^{-1.5}$$

Time-30 seconds



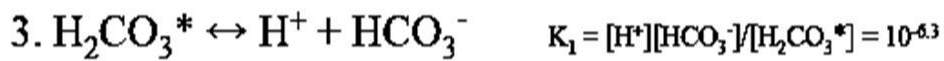
Pressure & Temperature Dependency of Dissolved CO₂



Seite 44



Carbonate Equilibria

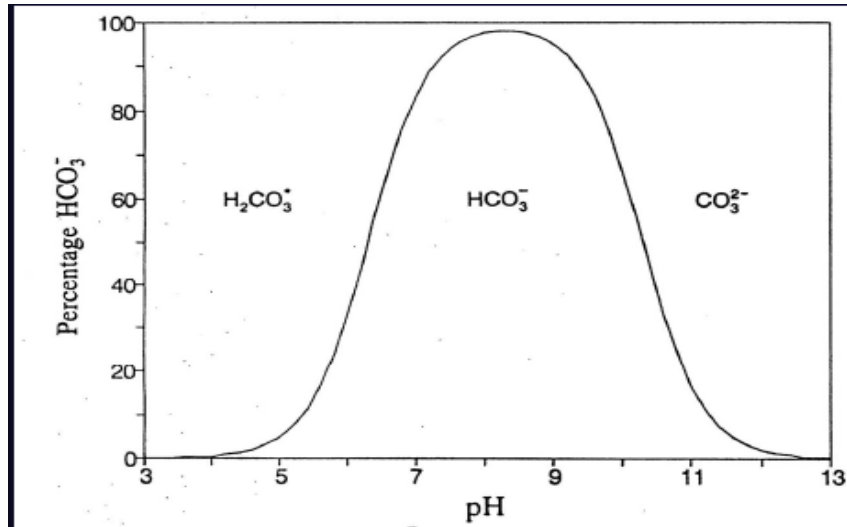


Time Constant ~ 10³ Seconds

Seite 44



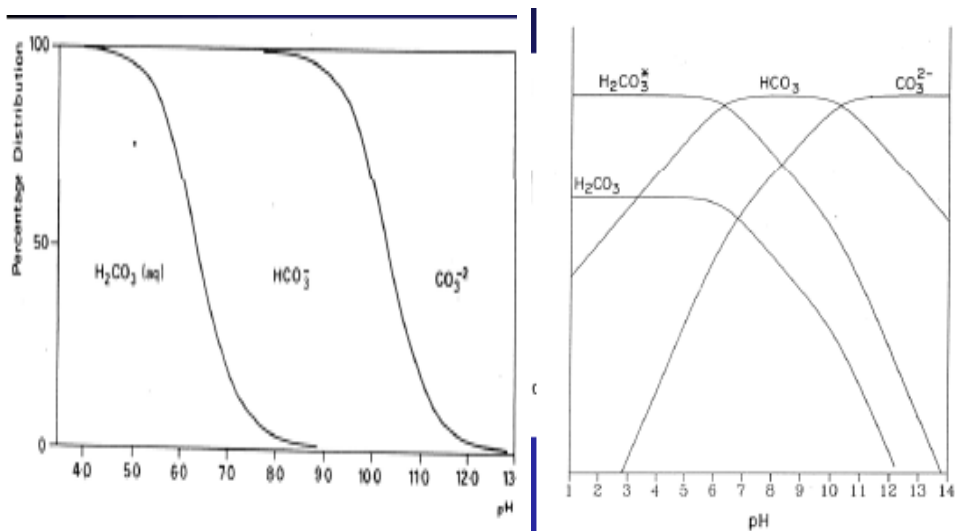
DIC Species as a function of PH



Seite 19



DIC Species as a function of PH



Seite 10

$$3. \text{H}_2\text{CO}_3^* \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \quad K_1 = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3^*]} = 10^{-6.3}$$

$$4. \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \quad K_2 = [\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]/[\text{HCO}_3^-] = 10^{-10.3}$$

$$5. \text{CaCO}_3 \leftrightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \quad K(\text{cal}) = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 10^{-8.48}$$

$$K(\text{arag}) = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = 10^{-8.34}$$

$$6. \text{CaMg}(\text{CO}_3)_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+} + 2 \text{CO}_3^{2-}$$

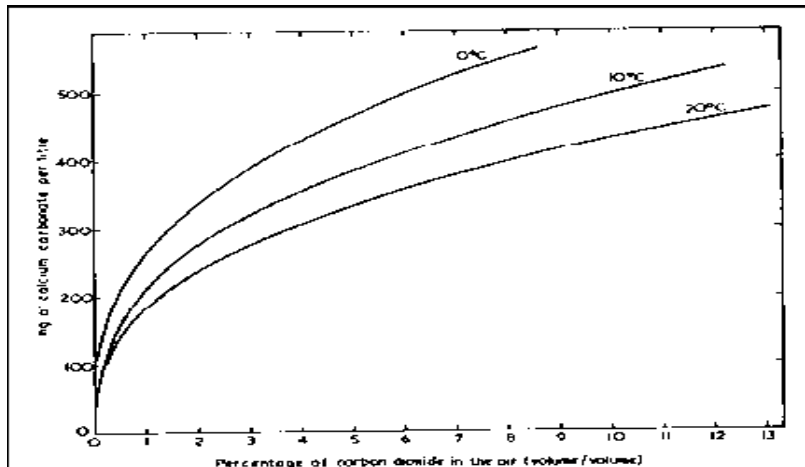
$$K(\text{dol}) = [\text{Ca}^{2+}][\text{Mg}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}]^2 = 10^{-17.09}$$

Apparent Problem

- Many caves and solution features were observed to have formed several thousand feet below the surface and tens of miles horizontally from recharge.
- The time constants appeared to be too short to allow “aggressive” (unsaturated with CaCO_3) waters to reach those depths.



Pco2 and Temperature Dependency of Calcite Solubility



Seite 97



Corrosion in Distribution System

Prof. Gamila H. Ali

Seite 98



What is corrosion?

- Thinning of pipe walls
- Formation of a precipitate on pipe walls



▪ Corrosion leads to two different kinds of problems:

- Failure of a pipe
- Water quality changes (aesthetic and health)
- Economics-investment in buried infrastructure
 - Greater than the cost of the treatment plant



FAILURE OF PIPES

- **Impact on carrying capacity of a pipe**
 - **Thinning of pipe**
 - ❖ **Pipe leakage**
 - ❖ **Catastrophic pipe failure**
 - **Formation of precipitate**
 - ❖ **Loss of hydraulic capacity**



- **Economic impact**
 - **Early replacement of piping**
 - **Increased pumping costs**



WATER QUALITY CHANGES

- **Potential to remove metals (copper, lead and iron) from pipes in distribution system**
 - **Health concerns – toxic properties of metals such as lead**
 - **Regulatory compliance**



- **Staining of laundry and plumbing fixture**
 - **Aesthetic objectives**
 - **Red/brown from iron, blue/green from copper**
- **Creates areas for microorganisms to live**



FACTORS IMPACTING CORROSION

- **Dissolved oxygen**
- **pH: acidic or caustic nature of water**
- **Alkalinity: capacity of water to neutralize an acid, expressed as mg/L of CaCO_3**



- **Calcium concentration**
- **Suspended solids and organic matter**
- **Free chlorine residual**
- **Temperature**



MEASURE OF WATER'S POTENTIAL FOR CORROSION

- Calculation using a corrosiveness index
 - Based on pH, alkalinity and calcium
 - ❖ Aggressive Index
 - ❖ Ryznar Index
 - ❖ CCPP (CaCO_3 precipitation potential)
 - ❖ Langelier Saturation Index (LSI)



CORROSION CHEMISTRY IS VERY COMPLEX



CORROSIVENESS INDEX

- **Langelier Saturation Index (LSI) most commonly used**
 - **Estimates the theoretical tendency of water to form a protective coating of CaCO_3 on pipe wall**
 - ❖ **Under saturated water is corrosive (negative LSI)**
 - ❖ **Over saturated water will deposit CaCO_3 (positive LSI)**



- **LSI can be interpreted as the pH change required to bring the water to equilibrium**
- **Indicator (not an absolute measurement) of the potential corrosion or deposits**
- **Recommended LSI range +0.5 to -0.5**



FACTORS AFFECTING LSI

- **LSI will increase in value if**
 - Calcium hardness is increased
 - pH is increased
 - Alkalinity is increased
 - Temperature is increased
- **A change in pH has greatest impact on LSI**



MITIGATING CORROSION

- **Use only pipe and materials that can withstand corrosive water**
 - PVC, stainless steel, lined steel
 - Replace existing pipes/plumping materials



- Adjusting the water chemistry to make the water non-corrosive

- Change pH and alkalinity of water

- Added a chemical to line the pipe

- Corrosion inhibitor



ADJUSTING THE WATER CHEMISTRY

- Alter the water quality such that chemical reactions between the water supply and pipe material favor the formation of a protective layer on the interior of the pipe walls



- **Adjust the pH and alkalinity of the water to make it non-aggressive and stable**

- Increase pH (ideally >8.5)
- Increase alkalinity to 30-40 mg/L as CaCO_3



- **Various chemicals can be used**

- Increase alkalinity and pH differently
- Chemical form varies

- **Poorly buffered waters (low alkalinity and pH) may require a combination of chemicals**



Sources of Water Pollution

Prof. Gamila H. Ali

Seite 113



Water Pollution

Chemical, biological or physical change in water quality has a harmful effect on living organisms or that makes water unsuitable for desired uses

Seite 114

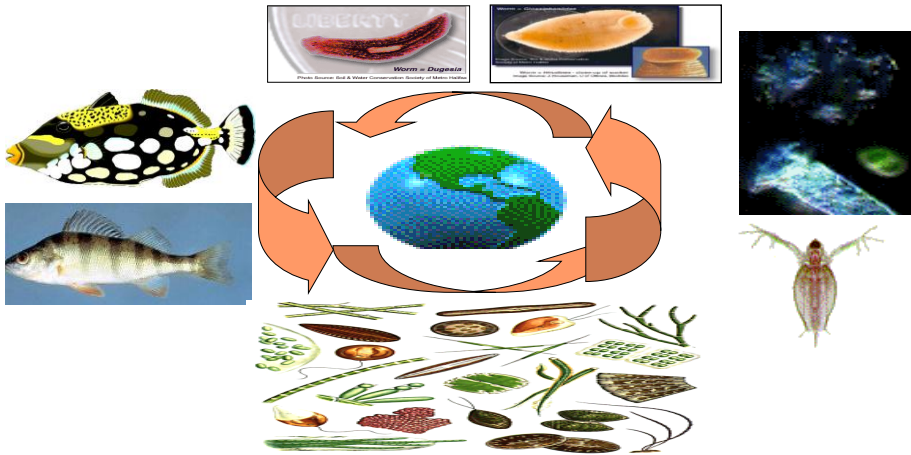


Aquatic Life mainly, divided into three Sections

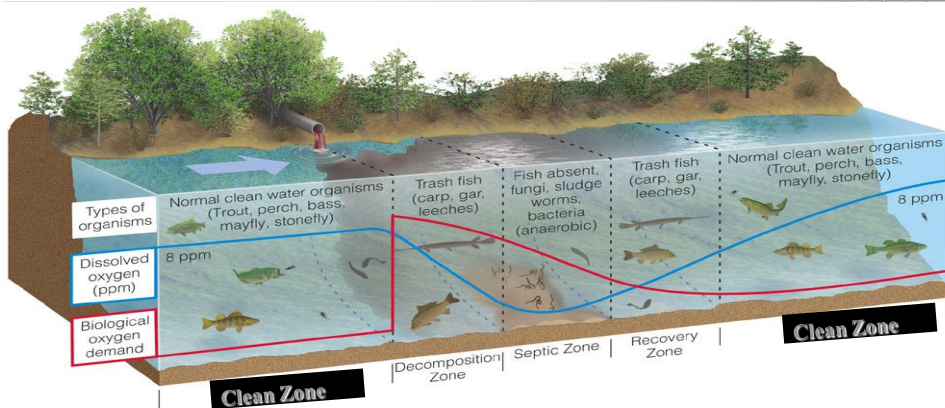
1- Plankton

2- Invertebrates

3- Fish



Seite 110

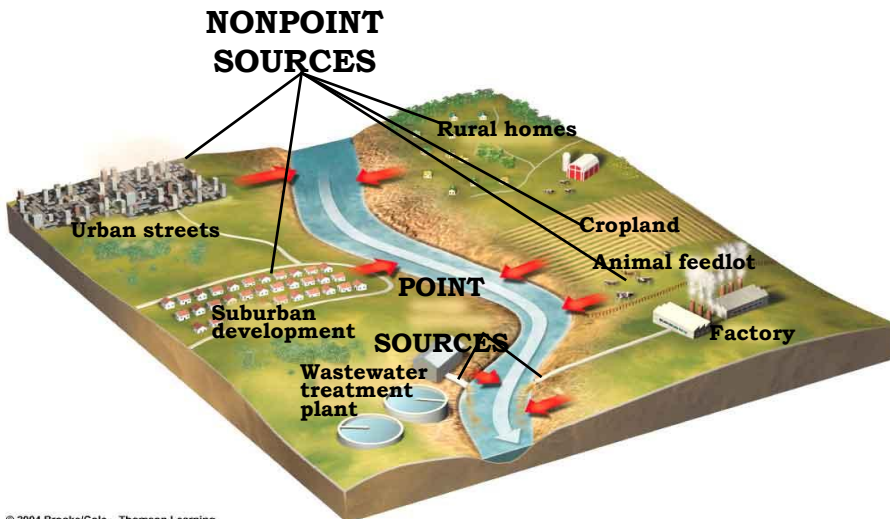


© 2005 Brooks/Cole - Thomson

Pollutions Zones and Recovery of Ecosystem

Seite 111

Pollution Sources



© 2004 Brooks/Cole – Thomson Learning

Seite 117

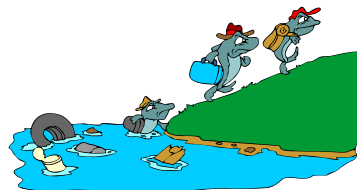
Major Categories of Water Pollutants

OXYGEN-DEMANDING WASTES

Examples: Animal manure and plant debris that can be decomposed by aerobic (oxygen-requiring) bacteria



This causes fish and other forms of oxygen-consuming aquatic life to die.



Seite 118



Major Categories of Water Pollutants

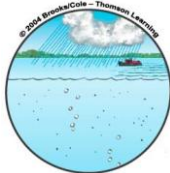
ORGANIC CHEMICALS

Examples of organic waste:

- Pesticides
- Plastics
- Cleaning solvents
- Detergents

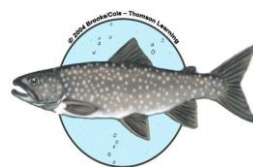


ORGANIC CHEMICALS



Water
0.000002 ppm

**Biomagnifications of
PCBS in aquatic food
chain in the Great lakes**



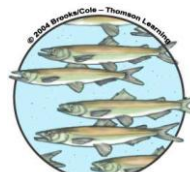
Lake trout
4.83 ppm



Phytoplankton
0.0025 ppm



Zooplankton
0.123 ppm



Rainbow smelt
1.04 ppm



OIL SPILLS

Sources: offshore wells, tankers, pipelines and storage tanks

👎 **Effects:** death of organisms, loss of animal insulation and buoyancy, smothering

👎 **Significant economic impacts**



Seite 121



INORGANIC CHEMICALS

Examples: Compounds of toxic metals such as lead (Pb), arsenic (As), Mercury (Hg) and selenium (Se)



Seite 122



NUTRIENTS

Examples: Water-soluble compounds containing nitrate, phosphate, and ammonium .



👎 Effects: Can cause excessive growth of algae and other aquatic plants, which die, decay, deplete water of dissolved oxygen, and kill fish.



Seite 123



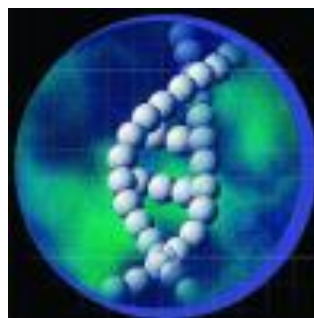
RADIOACTIVE MATERIALS

Examples: Radioactive isotopes of iodine, radon, uranium, cesium, and thorium

Harmful Effects:

👎 Genetic mutations

👎 Birth defects



Seite 124



SEDIMENT

Examples: Soil, Silt

Harmful Effects:

 **Cloud water and reduce photosynthesis**

 **Disrupt aquatic food webs**

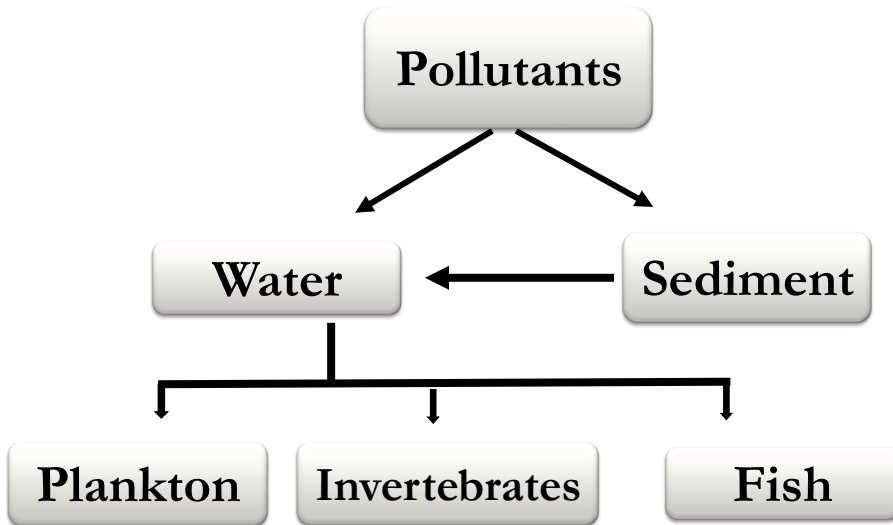
 **Carry pesticides, bacteria, and other harmful substances**

Seite 120



The Fate of Pollutants in Aquatic Environment

Seite 121



طرق تقدير الشبة وحجم حبيبات الرمل

أ.د/ جميلة حسين علي



طريقة تقدير الشبة

خواص الطبيعية والكيميائية

١- لا تزيد نسبة المواد الغير قابلة للذوبان فى الماء عن

٠.٥%

٢- لا تقل نسبة أكسيد الألومنيوم عن ١٥.٣%

٣- لا تزيد نسبة الحديد عن ٠.٩%

٤- لا يزيد الزرنيخ عن ٥٠ جزء فى المليون

Seite ١٢٩



١- طريقة تعيين المواد الغير قابلة للذوبان فى الماء

- يوزن حوالى ٢٠ جم من العينة وتوضع فى كأس من الزجاج.
- تذاب فى حوالى ٢٠٠ مللى من الماء المقطر الساخن وتقلب لبضع دقائق
- ترشح خلال ورق الترشيح رقم ٤ (السابق وزنها)
- يجفف ورق الترشيح عند درجة حرارة ١٠٥°م إلى أن يثبت الوزن
- تحسب النسبة المئوية للمواد الغير قابلة للذوبان فى الماء :

النسبة المئوية = $100 \times \frac{و}{١}$

حيث أن: ١ = الوزن المتبقى فى ورقة الترشيح

و = وزن العينة بالجرام

Seite ١٣٠



٢- طريقة تعيين أكسيد الألومنيوم والحديد:

- ينقل ناتج الترشيح من العملية السابقة بعد أن يبرد لدرجة حرارة الغرفة إلى قنبطة فيلس سعتها ١ لتر ثم تكمل بالماء المقطر إلى العلامة
- يؤخذ ٢٥ مللى من العينة وتوضع فى كأس من الزجاج سعة ٤٠٠ مللى وتخفف بالماء المقطر ليصبح حجمها حوالى ٢٠٠ مللى ثم يضاف اليه حوالى ٥ جم من كلوريد النشادر
- يقلب المحلول جيداً حتى الإذابة وبعد ذلك يضاف ٢ مللى من حمض الهيدروكلوريك المركز وأربع نقط من حمض النيتريك المركز ويغلى المحلول ببطء لبضع دقائق وذلك لأكسدة الحديد ثم يضاف نقطتان من دليل أحمر الميثيل

Seite ١٣١



- يضاف محلول هيدروكسيد النشادر المخفف بنسبة ١:١ تدريجياً مع التقليب المستمر إلى أن يبدأ الراسب فى الظهور ويستمر فى إضافة النشادر نقطة نقطة حتى يظهر اللون الأصفر
- تغلى محتويات الكأس لمدة دقيقة واحدة يتحول خلالها اللون الأصفر إلى اللون الأحمر الوردى ويرشح المحلول فوراً بأستعمال ورق الترشيح من النوع سريع الترشيح (ورق واتمان رقم ٤١) مع مداومة غسل الراسب على ورق الترشيح بمحلول ٢% من كلوريد النشادر الساخن إلى أن يتم التخلص تماماً من الكبريتات من ناتج الترشيح (يجب مراعاة عدم زيادة مدة الغلى أو التأخير فى بدء عملية الترشيح)

Seite ١٣٢



- تجفف ورقة الترشيح بما عليها من راسب في فرن درجة حرارته ١٠٠م° وتحرق بأستعمال اللهب العادى أولا ثم تنقل بعد تمام حرق ورقة الترشيح إلى فرن درجة حرارته حوالى ١٠٠٠م°. ثم تنقل البوتقة إلى المجفف حتى تبرد
- توزن البوتقة وتعاد إلى الفرن والمجفف مع تكرار العملية إلى أن يثبت الوزن
- تحسب النسبة المئوية لهذين الأكسيدين من العلاقة:
$$\frac{\text{النسبة المئوية} = 100 \times \text{و} / 100 \times \text{و} / 25}{100}$$
- حيث أن: ١ = وزن الراسب المتكون
- و = وزن العينة بالجرامات



٣- طريقة تعيين أكسيد الحديد

بإستخدام طريقة

Phenanthroline Method (APHA)



- تؤخذ كمية مناسبة من الرمل وتُغسل جيداً بمحلول ١ عياري من حمض الهيدروكلوريك
- يُغسل الرمل جيداً بالماء عدة مرات حتي يتم التخلص من جميع الشوائب ويصبح الماء رائقاً
- يُجفف الرمل جيداً علي درجة ١٠٥°م
- يتم اختيار مجموعة من المناخل (Sieves) علي أن يتراوح حجم فتحاتها (Pore size) ما بين ٢مم إلي ٠.٨ مم، وتوضع فوق بعضها البعض بحيث يكون الأكبر لأعلي ثم الأصغر فالأصغر لأسفل علي جهاز هزاز الرمال

Seite ١٣٥



Seite ١٣٦



- بعد تمام جفاف الرمل يُؤخذ وزن معلوم (حوالي ٥٠٠ جم) ويُوضع في أول منخل (أعلى منخل في الجهاز) ثم يتم تشغيل الجهاز الهزاز فترة زمنية مناسبة (١٠-٢٠ ق) حتي التأكد من مرور الرمل إلي جميع المناخل
- يتم وزن كمية الرمل المحجوزة في كل منخل علي حدي، ويتم حساب وزن الرمل المحجوز في كل منخل كنسبة مئوية من الوزن الأولي للرمل



طرق التحاليل الكيميائية للمركبات الغير عضوية

أ.د/ جميلة حسين علي



Physical Characteristics

مقدمه

تتعرض المياه السطحية الي العديد من مصادر التلوث نتيجة الصرف الحي، والزراعي، والصناعي. مما يؤدي الي تغير في الخواص الطبيعية والكيميائية والبيولوجية للمياه، كما يؤدي الي اضافة عوامل غير مرغوب فيها بالنسبة للحياه البيولوجية الموجودة بها، وكذلك بالنسبة للمستفيدين من هذه المياه

Physical Characteristics



صور تلوث المياه

- التلوث بالبكتيريا والفيروسات وغيرها من الكائنات المسببة للأمراض
 - التلوث بالمواد العضوية القابلة للتحلل والتي تمتص الأكسجين من الماء
- ويؤدي نقص الأكسجين المذاب في الماء إلي التحلل اللاهوائي للمواد العضوية والتي ينتج عنها تكوين الغازات الضارة مثل كبريتيد الهيدروجين وثاني أكسيد الكربون وغاز الميثان



Physical Characteristics

طرق الإختبار الكيميائية

- الطريقة الوزنية
- الطريقة الحجمية
- الطريقة الفيزيوكيميائية

Seite ١٤١



Physical Characteristics

الطريقة الوزنية

Gravimetric Method

وتعتمد هذه الطريقة علي تقدير وزن العينة. من أمثلة
ذلك المواد الصلبة العالقة (TSS) شحومات
وزيوت (Oil & Grease)

Seite ١٤٢



الطريقة الحجمية Volumetric Method

وتعتمد هذه الطريقة علي تطبيق المعادلة التالية:

$$V_1 C_1 = V_2 C_2$$

- حيث أن:** V_1 = حجم المحلول معلوم التركيز
Volume of solution of known concentration
 C_1 = تركيز المحلول
Concentration of known concentration
 V_2 = حجم المحلول المراد تعيين تركيزه
Volume of solution of unknown concentration
 C_2 = تركيز المحلول المجهول
Concentration of unknown concentration

Seite ١٤٣



الطريقة الفيزيوكيميائية Physicochemical

- تعتمد فكرة استخدام الأجهزة التحليلية على الصفات الطبيعية والكيميائية للعنصر أو المركب
- تنقسم هذه الطريقة إلى عدة أنواع تبعاً لنوع التفاعلات الكيميائية إلى:
 - ١ - تفاعلات كيميائية لها لون مميز وبذلك تستخدم أجهزة المطياف اللونى UV/Visible Spectrophotometer
 - ٢ - تفاعلات كيميائية ليس لها لون مميز وتستخدم أجهزة الأمتصاص الذرى Atomic Absorption

Seite ١٤٤



٣- جهاز قياس العكارة Turbidimeter

٤- تفاعلات تعتمد على استخدام أجهزة الكروماتوجراف

Chromatographic Analysis وتعتمد هذه الطريقة

على فصل العينة إلى مكوناتها الأساسية باستخدام وسطين

ثابت ووسط متحرك ومن أمثلة الأجهزة المستخدمة هي

جهاز الكروماتوجرافى الغازى Gas

Chromatography وجهاز الكروماتوجرافى السائل

Liquid-Liquid Chromatography وجهاز الأيون

الكروماتوجرافى Ion Chromatography



طرق أخذ العينات

تختلف طرق جمع عينات المياه لفحصها كيميائياً

وبكتريولوجياً تبعاً لنوع المصدر وتبعاً للصفة

التحليلية المراد تقديرها. وفى حالة سحب عدة

عينات من مياه الشرب فى نفس الوقت ومن نفس

المصدر فإنه يبدأ أولاً بسحب العينات اللازمة

للفحص البكتريولوجى، ويتناسب عدد العينات

المجمعة من مكان ما مع عدد السكان القاطنين

لهذه المنطقة



عدد السكان	الحد الأقصى للفترة بين عمليتي أخذ العينات	الحد الأدنى لعدد العينات لبمأخوذة من الشبكة
إلى حد ٢٠٠٠٠	شهر واحد	عينة واحدة لكل ٥٠٠٠ نسمة شهرياً
من ٢٠٠٠١-٥٠٠٠٠	أسبوعان	
من ٥٠٠٠١-١٠٠٠٠٠	أربعة أيام	
أكثر من ١٠٠٠٠٠	يومياً	عينة واحدة لكل ١٠٠٠٠ نسمة شهرياً



طرق أخذ العينات للفحص البكتريولوجي

- تستخدم زجاجات سعة ٣٠٠ مللى أو أكثر مصنوعة من الزجاج المتعادل مغطاة بسدادة محكمة. وتعقم زجاجات تجميع عينات المياه داخل فرن تعقيم عند درجة حرارة ١٦٠°م لمدة ساعة أو داخل أوتوكلاف لمدة ٢٠ دقيقة. يضاف محلول ثيوكبريتات الصوديوم (أو كريستالات) وذلك عند تجميع العينات التى تحتوى على كلور
- عند تجميع عينة المياه يجب تنظيف وتعقيم مصدر المياه باستخدام قطنة مبللة بالكحول الميثيلي ثم تحرق القطنة ويمرر اللهب حول مصدر العينة ثم تترك المياه جارية لمدة ٢-٣ دقائق ثم تملأ الزجاجاة بالعينة
- نقل العينات: تنقل العينة فوراً إلى المعمل داخل ثلاجة حفظ العينات، وكذلك لابد من إجراء الفحص البكتريولوجى فى خلال ست ساعات من أخذ العينة



طرق أخذ العينات للتحليل الكيميائي

- الاجهزة: زجاجات اخذ العينة سعة لتر واحد على الاقل مصنوعة من الزجاج المتعادل الشفاف تقريباً وذات غطاء زجاجي مسنفر
- الطريقة: تغسل الزجاجاة ثلاث مرات على الاقل بمياة العينة قبل ملئها نقل العينات: يجب ارسال العينة الى المختبر فوراً ولا يجوز بأى حال تاخير التحليل الكيميائي اكثر من ٧٢ ساعة
- تقرير اخذ العينة: يجب ان يرفق تقرير اخذ العينة بجميع عينات المياة المطلوب فحصها بكتريولوجيا وتحليلها كيميائيا على ان يحتوى على التفاصيل الاتية:
 - (أ) اسم وعنوان طالب الفحص
 - (ب) اسم وعنوان المالك او المسئول عن مورد المياة اذا كان غير الشخص المذكور فى (أ)



- (ج) سبب الفحص – روتينى او غير ذلك
- (د) مصدر العينة – من الانابيب او البئر او الينبوع او الوادى
- (هـ) مكان اخذ العينة بالضبط – اى عنوان الموقع
- (و) هل تم معالجة المياة باى طريقة او تم ترشيحها او تم كلورتها
- (ز) تاريخ وساعة اخذ العينة
- (ح) هل الصنبور متصل مباشرة بالشبكة الرئيسية او مركب على صهريج تخزين ؟فى خلال ست ساعات من أخذ العينة



PHYSICO-CHEMICAL CHARACTERISTICS OF FRESHWATER

Prof. Dr. Gamila H. Ali

Seite 101



Physical Characteristics

Temperature

- Used in the calculation of various forms of alkalinity, in studies of saturation and stability with respect to calcium carbonate, in the calculation of salinity, and in general laboratory operations
- In immunological studies, water temperatures as a function of depth often are required
- Elevated temperatures resulting from discharges of heated water may have significant ecological impact
- Identification of source of water supply, such as deep wells, often is possible by temperature measurements such as alone

Seite 102



Color

- Color in water may result from the presence of natural metallic ions (iron and manganese), plankton, weeds and industrial wastes
- Color is determined by visual comparison of the sample with known concentrations of colored solutions
- The platinum-cobalt method of measuring color is the standard method, the unit of color being that produced by 1 mg platinum/L in the form of the chloroplatinate ion
- The platinum-cobalt method is useful for measuring color of potable water and of water in which color is due to naturally occurring

Seite 103



Turbidity

- Turbidity in water is caused by suspended and colloidal matter such as clay, silt, finely divided organic and inorganic matter, and plankton and other microscopic organisms
- Turbidity is an expression of the optical property that cause light to be scattered and absorbed rather than transmitted with no change in direction or flux level through the sample

Seite 104

Odor



- Odor, like taste, depends on contact of a stimulating substance with the appropriate human receptor cell
- Is recognized as a quality factor affecting acceptability of drinking water (and foods prepared with it), tainting of fish and other aquatic organisms, and esthetics of recreational waters
- Some substances such as certain inorganic salts produce taste without odor and are evaluated by taste testing
- The human nose is the practical odor-testing device used in this method
- Odor tests are performed to provide qualitative descriptions and approximate quantitative measurements of odor intensity

Taste



- Refers only to gustatory sensations called bitter, salty, sour, and sweet that result from chemical stimulation of sensory nerve endings located in the papillae of the tongue and soft palate
- A method of sensory analysis in which samples are taken into the mouth but the result evolutions pertain to flavor



Conductivity

- A measure of the ability of an aqueous solution to carry an electric current
- This ability depends on the presence of ions on their total concentration, mobility and valence
- Solutions of most inorganic compounds are relatively good conductors
- Conversely, molecules of organic compounds that do not dissociate in aqueous solution conduct a current very poorly



- Conductivity unit is $\mu\text{mho/cm}$
 $1\mu\text{S/cm} = 1\mu\text{mho/cm}$
- Estimate total dissolved solids (mg/L) in a sample by multiplying conductivity (in $\mu\text{mho/cm}$) by an empirical factor
- This factor may vary from 0.55 to 0.9 depending on the soluble components of the water and on the temperature of measurement
- Relatively high factors may be required for saline or boiler waters, whereas lower factors may apply where considerable hydroxide or free acid is present

Solids

- Refer to matter suspended or dissolved in water or wastewater. Waters with high dissolved solids generally are of inferior palatability and may induce an unfavorable physiological reaction in the transient consumer.

Waters high in suspended solids may be esthetically unsatisfactory for such purposes as bathing

Chemical Characteristics

- "Total Solids" is the term applied to the material residue left in the vessel after evaporation of a sample and its subsequent drying in an oven at a defined temperature. "Total Suspended Solids" is the portion of total solids retained by a filter
"Total Dissolved Solids" is the portion that passes through the filter



Chemical Characteristics

Total Solids (Total Residue): Dried at 103-105° C

A well mixed sample is evaporated in a weighed dish and dried to constant weight in an oven at 103 to 105° C. The increase in weight over that of the empty dish represents the total solids

Seite 111



Chemical Characteristics

Total Suspended Solids Dried at 103-105° C

A well mixed sample is filtered through a weighed standard glass-fiber filter and the residue retained on the filter is dried to a constant weight at 103-105° C. The increase in weight of the filter represents the total suspended solids.

**** If the suspended material clogs the filter and prolongs filtration, it may be necessary to increase the diameter of the filter or decrease the sample volume**

Seite 112



Total Dissolved Solids

A well – mixed sample is filtered through a 0.45µm membrane filter paper and the filtrate is evaporated to dryness in a weighed dish and dried to constant weight at 180°C (120°C). The increase in dish weight represents the total dissolved solids. This procedure may be used for drying at other temperatures



PHYSICO-CHEMICAL CHARACTERISTICS OF FRESHWATER

Prof. Gamila H. Ali



pH

- Is one of the most important and frequently used tests in water chemistry
- Practically every phase of water supply and wastewater treatment is pH dependent

Acidity		Alkalinity
0	7	14



- pH is used in alkalinity and carbon dioxide measurements and many other acid-base equilibrium
- At a given temperature the intensity of the acidic or basic character of a solution is indicated by pH or hydrogen ion activity
- pH is defined as negative log of hydrogen ion



Alkalinity

- The classification ascribes the entire alkalinity to bicarbonate, carbonate and hydroxide and assumes the absence of other (weak) inorganic or organic acids such as silicic, phosphoric and boric acids
- The alkalinity of many surface waters is primarily a function of carbonate, bicarbonate and hydroxide content it is taken as an indication of the concentration of these constituents

Seite 117



- Hydroxyl ions present in a sample as a result of dissociation or hydrolysis of solutes react with additions of standard acid
- Alkalinity thus depends on the end-point pH used
- Phenolphthalein alkalinity is the term traditionally used for the quantity measured by titration to pH 8.3
- Methyl red indicator may be used for pH 4.5

Seite 118



Reagents

1- Sodium carbonate solution (0.02N) dry 3 to 5 gm primary standard Na_2CO_3 at 250°C for 4 h and cool in a desiccator. Weigh 1gm transfer to a 1L volumetric flask. (do not keep longer than 1 week)

**2- Standard sulfuric acid or hydrochloric acid (0.02N) (inside front cover of APHA)
Standardize by titration of 0.02N Na_2CO_3
 $1\text{ml} = 1 \text{ mg NaCO}_3$**



- According to the pH of the sample added the appropriate reagent (phph. or Mo.) to 50ml sample volume and titrate to the end point disappeared the violet color in case of phph
- Indicator faint orange color in case of Mo.
indicator Alkalinity, $\text{mg CaCO}_3/\text{L} = \text{ml of titrant} \times 1000 \text{ ml of sample}$
- Carbonate (CO_3^{2-}) alkalinity is present when phenolphthalein alkalinity is not zero but is less than total alkalinity



- Hydroxide (OH^-) alkalinity is present if phenolphthalein alkalinity is more than half the total alkalinity
- Bicarbonate (HCO_3^-) alkalinity is present when phenolphthalein alkalinity is less than half the total alkalinity

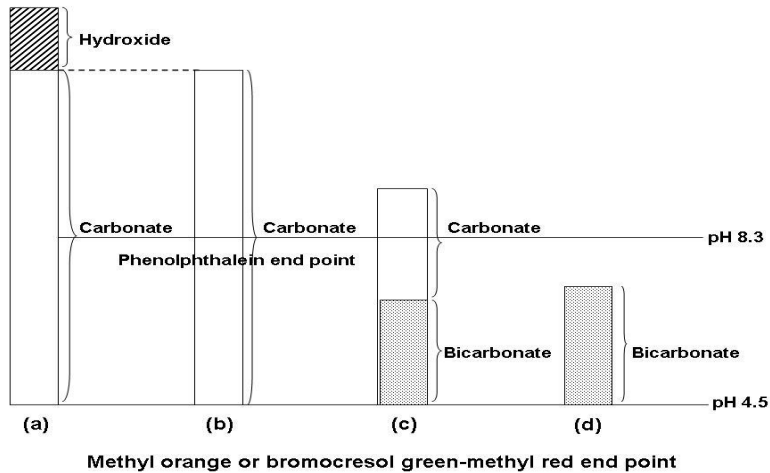


Types of alkalinity according to pH

- 1- pH 11.0 → 9.4: OH^- alk. & CO_3 alk.
No HCO_3 alk.**
- 2- pH 9.4 → 8.3: CO_3 alk. & HCO_3 alk.
No OH^- alk.**
- 3- pH 8.3 → 4.6: HCO_3 alk.
No CO_3 alk., No OH^- alk.**
- 4- pH 4.6 → 3.0
Mineral acids**



Forms of Alkalinity



At pH 8.3:

a- $OH = 2P - T$ & $CO_3 = 2(T - P)$

b- $CO_3 = 2P = T$

c- $CO_3 + 2P$ & $HCO_3 = T - 2P$

d- $HCO_3 = T$



Hardness

- Water hardness was understood to be a measure of the capacity of water to precipitate soap. Soap is precipitated mainly by the calcium and magnesium ions present
- Total hardness is defined as the sum of the calcium and magnesium concentrations, both expressed as calcium carbonate in milligrams per liter



- When hardness numerically is greater than the sum of carbonate and bicarbonate alkalinity, that amount of hardness equivalent to the total alkalinity is called "carbonate hardness"; the amount of hardness in excess of this is called "noncarbonate hardness"
- Ethylenediaminetetraacetic acid and its sodium salts (EDTA) form a chelated soluble complex when added to a solution of certain metal cations



- **The sharpness of the end point increase with increasing pH. However, the pH cannot be increased indefinitely because of the danger of precipitating CaCO_3 and $\text{Mg}(\text{OH})_2$ and the dye changes color at high pH. The specified pH of 10**



- **Interference:**
 - **Some metal ions interfere by causing fading end points. Reduce this interference by adding certain inhibitors before titration**
 - **Suspended or colloidal organic matter may interfere with the end point**
 - **Eliminate this interference by evaporating the sample to dryness on a steam bath and heating in a muffle furnace at 550°C until the organic matter is completely oxidized**



- **Dissolve the residue in 20ml 1N hydrochloric acid (HCl), neutralize to pH 7 with 1N NaOH and make up to 50ml with distilled water; cool to room temperature and continue according to the general procedure**



Reagents

1- Buffer solution: dissolve 16.9g ammonium chloride NH_4Cl in 143 ml conc. Ammonium hydroxide NH_4OH and dilute to 250ml with distilled water. Store in a plastic or borosilicate glass container for no longer than 1 month. Stopper tightly to prevent loss of ammonia. Discard buffer when 1 or 2 ml added to the sample fails to produce a pH of 10 at the titration end point



2- Eriochrome Black T: can be in dry powder form if care is taken to avoid excess indicator

3- Standard EDTA titrant: 0.01M weight

3.723 gm disodium

ethylenediaminetetraacetate dehydrate, dissolve in distilled water, and dilute to 1L. Standardize against standard calcium solution

4- Standard calcium solution: weight 1gm anhydrous CaCO_3 into a 500ml Erlenmeyer flask



Add a little at a time 1+1 HCl until all CaCO_3 has dissolved. Add 200ml distilled water and boil for a few minutes to expel CO_2 . Cool, add few drops of methyl red indicator, and adjust to the intermediate orange color by adding 3N NH_3OH or 1+1 HCl as required. Transfer quantitatively and dilute to 1L with distilled water.

1ml = 1mg CaCO_3



Procedure

Added to the sample 1ml of buffer solution to give a pH of 10, and then added dry powder indicator. Add EDTA titrant slowly with continuous stirring, until the end point where the solution normally is blue.

**Total hardness mg CaCO₃/L
= ml of titrant X 1000 / ml of sample**



Calcium hardness

The most common forms of calcium are calcium carbonate and calcium –magnesium carbonate. Calcium carbonate solubility is controored by pH and dissolved CO₂. Hardness is based on the concentration of calcium and magnesium salts, and often is used as a measure of potable water quality. The presence of calcium in water supplies results from passage over deposits of limestone, dolomite, gypsum, and gypsiferous shale



When EDTA is added to water containing both calcium and magnesium it combines first with the calcium. Calcium can be determined directly, with EDTA when the pH is made sufficiently high that the magnesium is largely precipitated as the hydroxide and an indicator is used that combines with calcium only.



Reagents

1- Sodium hydroxide NaOH, 1N

2- indicator: Murexide (ammonium purpurat) was the first indicator available for detecting the calcium end point. This indicator changes from pink to purple at the end point

3- Standard EDTA titrant



Procedure

To the appropriate sample volume add 2ml NaOH to produce a pH 12 To 13. Stir, and then add dry powder of the indicator then titrate with EDTA to the proper end point

**Calcium hardness as mg CaCO₃/L
= ml of titrant X 1000 / ml of
sample**



PHYSICO-CHEMICAL CHARACTERISTICS OF FRESHWATER

Prof. Gamila H. Ali



Chloride

- Chloride in the form of chloride (Cl^-) ion is one of the major inorganic anions in water and wastewater
- The salty taste produced by chloride concentration is variable and dependent on the chemical composition of water. High chloride content may harm metallic pipes and structures as well as growing plants
- In a neutral or slightly alkaline solution potassium chromate can indicate the end point of the silver nitrate titration of chloride. Silver chloride is precipitated quantitatively before red silver chromate is formed



Reagents

- 1- Potassium chromate indicator solution: dissolve 50 g K_2CrO_4 in a little distilled water. Add AgNO_3 solution until a definite red precipitate is formed. Let stand 12 h, filter and dilute to 1L with distilled water
 - 2- Standard silver nitrate titrant: 0.028M: dissolve 4.79g AgNO_3 in distilled water and dilute to 1L Standardize against NaCl

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ mg Cl}^-$$
- ** Store in a brown bottle**



**3- Standard sodium chloride: 0.028M:
dissolve 1.648 g NaCl (dried at 140°C) in
distilled water and dilute to 1L**

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ mgCl}^-$$

Procedure

**Add 2-3 drops of chromate indicator to
appropriate volume of sample and directly
titrate sample with standard AgNO₃ titrant
to a pinkish yellow end point.**

$$\text{mg Cl}^-/\text{L} = \text{ml of titrant} \times 1000 / \text{ml of sample}$$



**3- Standard sodium chloride: 0.028M: dissolve
1.648 g NaCl (dried at 140°C) in distilled
water and dilute to 1L**

$$1 \text{ ml} = 1 \text{ mgCl}^-$$

Procedure

**Add 2-3 drops of chromate indicator to
appropriate volume of sample and directly
titrate sample with standard AgNO₃ titrant to
a pinkish yellow end point.**

$$\text{mg Cl}^-/\text{L} = \text{ml of titrant} \times 1000 / \text{ml of sample}$$



Sulfate

- Sulfate (SO_4^{2-}) is widely distributed in nature and may be present in natural waters in concentrations ranging from a few to several thousand milligrams/liter
- Sulfate ion (SO_4^{2-}) is precipitated acid medium with barium chloride (BaCl_2) so as to form barium sulfate (BaSO_4) crystals of uniform size.



Reagents

- 1- Buffer solution: mix 30 ml conc. HCl + 300 ml distilled water + 100 ml 95% ethyl or isopropyl alcohol + 75 gm NaCl. Add 50 ml glycerol with that solution
- 2- Barium chloride crystals: BaCl_2
- 3- Standard sulfate solution: dilute 10.4 ml standard 0.02N H_2SO_4 titrant specified in alkalinity to 100 ml with distilled water.
1 ml = 100 μg SO_4^{2-}



Procedure

Measure 100 ml sample or a suitable portion made up to 100 ml, into a 250 ml Erlenmeyer flask. Add 5 ml of the buffer solution and mix in stirring apparatus. While stirring, add a spoonful of BaCl_2 crystals and begin timing immediately. Stir for 1 min. at a constant speed. After stirring period has ended, pour solution into absorption cell of photometer and measure turbidity at 420nm through 5min.

For sulfate standard curve: prepare a series of standard sulfate solution concentration and proceed as the sample determination



Dissolved Silica

Silicon does not occur free in nature, but rather as free silica (SiO_2) in coarsely crystalline and microcrystalline varieties of quartz, the major component of sand and sandstone.

In the presence of magnesium, it can form scale deposits in boilers and in steam turbines.

It is considered a nonessential trace element for most plants, but essential for most animals.

Chronic exposure to silica dust can be toxic.



Ammonium molybdate at pH approximately 1.2 reacts with silica and any phosphate present to produce heteropoly acids. Oxalic acid is added to destroy the molybdophosphoric acid but not the molybdosilicic acid. The intensity of the yellow color is proportional to the concentration of molybdate-reactive silica.



Reagent

- 1- Ammonium molybdate solution: dissolve 10 g $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ in distilled water with the aid of stirring and gentle warming and dilute to 100 ml. Filter if necessary.**
- 2- Hydrochloric acid solution: 1 + 1, mix equal volumes of conc. HCl and distilled water.**
- 3- Oxalic acid solution: dissolve 10 g $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ in distilled water and dilute to 100 ml.**



4- Borax solution: dissolve 10 g sodium borate decahydrate $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ in water and dilute to 1 L.

5- Potassium chromate solution: dissolve 0.63 g potassium chromate K_2CrO_4 in water and dilute to 1L.

Procedure

To 50 ml sample add in rapid succession 1.0 ml of 1+1 HCl and 2.0 ml of ammonium molybdate reagent. Mix thoroughly and let stand for 5 to 10 min. Add 2.0 ml oxalic acid solution and mix thoroughly.



Read color after 2 min but before 15 min, measuring time from addition of oxalic acid.

Preparation the Standard Curve of Silica

For determination of silica standard curve, make a set of permanent artificial color, using K_2CrO_4 and borax solution. Mix liquid volumes specified as in the table below and read absorbance at 420 nm against distilled water (Blank).

**$\text{mg SiO}_2/\text{L} = \mu\text{g SiO}_2$ (in 55 ml final volume)
/ ml of sample**



Values in silica µg	Potassium chromate solution ml	Borax solution ml	Water ml
0.0	0.0	25	30
100	1.0	25	29
200	2.0	25	28
400	4.0	25	26
500	5.0	25	25
750	7.5	25	22
1000	10.0	25	20



PHYSICO-CHEMICAL CHARACTERISTICS OF FRESHWATER

Prof. Gamila H. Ali



Nitrogen

In water and wastewater the forms of nitrogen of greatest interest are, in order of decreasing oxidation state, nitrate, nitrite, ammonia and organic nitrogen.

Organic nitrogen includes such natural materials as proteins and peptides, nucleic acids and urea and numerous synthetic organic materials.

Nitrate generally occurs in trace quantities in surface water but may attain high levels in some groundwater.



In excessive amounts it contributes to the illness known as methemoglobinemia in infants. It is essential nutrient for many photosynthetic autotrophs and in some cases has been identified as the growth-limiting nutrient. Nitrite is an intermediate oxidation state of nitrogen, both in the oxidation of ammonia to nitrate and in the reduction of nitrate. Nitrous acid, which is formed from nitrite in acidic solution, can react with secondary amines to form nitrosamines many of which are known to be carcinogens.



Ammonia is present naturally in surface and wastewater. Its concentration generally is low in groundwater because it adsorbs to soil particles and clays and is not leached readily from soils. Ammonia concentrations in water vary from less than 10µg ammonia N/L, in some natural surface and ground waters to more than 30mg/L in some wastewaters.



Nitrogen (Ammonia)

The two major factors that influence selection of the method to determine ammonia are concentration and presence of interference.

Most reliable results are obtained on fresh samples. If samples are to be analyzed within 24h of collection, refrigerate unacidified or preserve samples by acidifying to pH<2 and storing at 4° C.

Phenate Method

An intensely blue compound, indophenol, is formed by the reaction of ammonia, hypochlorite, and phenol catalyzed by sodium nitroprusside.



Reagents

1- Phenol solution: mix 11.1 ml liquefied phenol ($\geq 89\%$) with 95% v/v ethyl alcohol to a final volume of 100 ml.

**** Prepare weekly**

2- Sodium nitroprusside: 0.5% w/v: dissolve 0.5 g sodium nitroprusside in 100 ml deionized water.

****Store in amber bottle for up to 1 month.**

3- Alkaline citrate: dissolve 200 g trisodium citrate and 10 g sodium hydroxide in deionized water. Dilute to 1L.

Seite 207



4- Sodium hypochlorite: commercial solution, about 5%. This solution slowly decomposes once the seal on the bottle cap is broken. Replace about every 2 months.

5- Oxidizing solution: mix 100 ml alkaline citrate solution with 25 ml sodium hypochlorite.

****Prepare fresh daily.**

6- Stock ammonium solution: dissolve 3.819 g anhydrous NH_4Cl (dried at 100°C) in water, and dilute to 1L

1 ml = 1.22 mg NH_3

Standard ammonium solution: prepare a calibration curve in a range appropriate for the concentrations of the samples.

Seite 208



Procedure

To a 25 ml sample in a 50 ml Erlenmeyer flask, add with thorough mixing after each addition, 1 ml phenol solution, 1 ml sodium nitroprusside solution, and 2.5 ml oxidizing solution. Cover samples with plastic wrap or paraffin wrapper film. Let color develop at room temperature (22 to 27° C) in subdued light for at least 1 h. Color is stable for 24 h. Measure absorbance at 640 nm.



Nitrogen (Nitrite)

Nitrite (NO_2^-) is determined through formation of a reddish purple azo dye produced at pH 2 to 2.5 by coupling diazotized sulfanilamide with N-(1-naphthyl)-ethylenediamine dihydrochloride.

Reagents

1- Sulfanilic acid: dissolve 0.6 g in 70 ml hot distilled water, cool, add 20 ml conc. HCl, dilute to 100 ml.

2- α - naphthylamine hydrochloride: dissolve 0.6 g α - naphthylamine hydrochloride in 1 ml conc HCl and distilled water and dilute to 100 ml.



3- Sodium acetate solution: dissolve 16.4 g $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ or 27.2 g $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ in distilled water and dilute to 100 ml.

4- Stock Sodium nitrite solution: dissolve 0.493 g NaNO_2 in 1L distilled water.

Standard sodium nitrite solution: dilute 100 ml stock NaNO_2 solution to 1L, and then dilute 50 ml of this solution to 1L.

$$1 \text{ ml} = 1.6 \mu\text{g NO}_2$$



Procedure

To 50 ml sample add 1 ml of sulfanilic acid reagent. Mix, the pH should be about 1.4. After 3 min add 1 ml α - naphthylamine hydrochloride reagent and 1 ml sodium acetate solution and mix well. Measure the reddish-purple color after 10 min at 520 nm.



Nitrogen (Nitrate)

Determination of nitrate (NO_3^-) is difficult because of the relatively complex procedures required the high probability that interfering constituents will be present, and the limited concentration ranges of the various techniques.



Reagent

1- Sodium salicylate solution: dissolve 0.5 g sodium salicylate in 100 ml distilled water.

***** must be freshly prepared**

2- Sodium hydroxide + potassium :sodium tartarate solution: dissolve 400 g NaOH + 60 g potassium : sodium tartarate in distilled water, cool and complete to 1000 ml with distilled water

***** preserve in polyethylene bottle**



3- Stock sodium nitrate solution: dissolve 0.6071 g NaNO₃ in 1L distilled water. 1 ml = 100 µg NO₃

Standard sodium nitrate solution: dilute 100 ml of stock nitrate to 1L with distilled water.

$$1\text{ml} = 10\mu\text{g NO}_3$$



Procedure

To 50 ml of the sample add 1 ml sodium salicylate and evaporate in water bath until complete dryness. Add 2 ml conc. H₂SO₄, leave 2 min. and then add 15 ml distilled water. Cool and then add 15 ml NaOH mixture. Leave to cool completely and the complete to 50 ml with distilled water. Measure absorbance at 420 nm.



Phosphorus

Occurs in natural waters and in wastewater almost solely as phosphates. These are classified as orthophosphates and organically bound phosphates. Larger quantities of phosphates may be added when the water is used for laundering or other cleaning. Phosphates are used extensively in the treatment of boiler waters.



Orthophosphates applied as fertilizers are carried into surface waters. Organic phosphates are formed primarily by biological processes. Phosphorus is essential to the growth of organisms and can be the nutrient that limits the primary productivity of a body of water. In instances where phosphate is a growth – limiting nutrient, the discharge of raw or treated wastewater, agricultural drainage, or certain industrial wastes to that water may stimulate the growth of photosynthetic aquatic micro and macroorganisms in nuisance quantities.



Phosphates also occur in bottom sediments and in biological sledges both as precipitated inorganic forms and incorporated into organic compounds.

Acid hydrolysis at boiling-water temperature converts dissolved and particulate condensed phosphates to dissolved orthophosphates. Molybdophosphoric acid is formed and reduced by stannous chloride to intensely colored molybdenum blue.



Reagents

1- Ammonium molybdate reagent: dissolve 25 g $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24} \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ in 175 distilled water.

Add 77.5 ml conc. H_2SO_4 , slowly while stirring to 400 ml distilled water. Cool and add molybdate solution to the acid solution and dilute to 1L.

2- Stannous chloride solution: dissolve 2.5 g of $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ in 100 ml glycerol.

3- Sulfuric acid solution: add 310 ml conc. H_2SO_4 to 600 ml distilled water, cool and dilute to 1L.



Procedure:

- 1- Add 1 ml acid solution to 50 ml sample**
 - 2- Add 0.4 g of potassium persulfate**
 - 3- Boil gently for 30 min**
 - 4- Cool and complete the volume of solution to 50 ml**
 - 5- Add 2 ml ammonium molybdate and mix**
 - 6- Add 3 drops of stannous chloride**
 - 7- Read the absorbance at 650 WL**
- Stock Phosphate Solution: dissolve 0.7164 g of potassium dihydrogen phosphate in distilled water and complete to 1L.**



Standard phosphate solution: from the above solution take 100 ml and dilute to 1L:

$$1 \text{ ml} = 0.33 \text{ mg/L P}$$

To prepare standard phosphate curve make a series of concentrations from standard phosphate solution and add the reagent (1 ml sulfuric acid solution + 2 ml molybdate solution + 3 drops of stannous chloride), read the absorbance as the sample and plot the curve.



PHYSICO-CHEMICAL CHARACTERISTICS OF FRESHWATER

Prof. Gamila H. Ali

Seite ٢٢٣



Iron

Iron occurs in the minerals hematite, magnetite, taconite and pyrite. It is widely used in steel and in other alloys.

Elevated iron levels in water can cause stains in plumbing, laundry and cooking utensils and can impart objectionable tastes and colors to foods.

Iron is brought into solution reduced to the ferrous state by boiling with acid and hydroxylamine and treated with 1,10-phenanthroline at pH 3.2 to 3.3. Three molecules of phenanthroline chelate each atom of ferrous iron to form an orange-red complex.

Seite ٢٢٤



Iron occurs in the minerals hematite, magnetite, taconite and pyrite. It is widely used in steel and in other alloys.

Elevated iron levels in water can cause stains in plumbing, laundry and cooking utensils and can impart objectionable tastes and colors to foods.

Iron is brought into solution reduced to the ferrous state by boiling with acid and hydroxylamine and treated with 1,10-phenanthroline at pH 3.2 to 3.3. Three molecules of phenanthroline chelate each atom of ferrous iron to form an orange-red complex.



Reagents

- 1- Hydrochloric acid: HCl conc.**
- 2- Hydroxylamine solution: dissolve 10 g NH₂OH.HCl in 100 ml water.**
- 3- Ammonium acetate buffer solution: dissolve 250 g NH₄C₂H₃O₂ in 150 ml water. Add 700 ml conc. (glacial) acetic acid.**
- 4- Sodium acetate solution: dissolve 200 g NaC₂H₃O₂·3H₂O in 800 ml water.**
- 5- Phenanthroline solution: dissolve 100 mg 1,10-phenanthroline monohydrate C₁₂H₈N₂·H₂O in 100 ml water. Discard the solution if it darkens.**



Discard the solution if it darkens.

6- Potassium permanganate: 0.1M: dissolve 0.316 KMnO₄ in reagent water and dilute to 100ml.

7- Stock iron solution:

If ferrous ammonium sulfate (is preferred) slowly add 20 ml conc H₂SO₄ to 50 ml water and dissolve 1.404 g Fe(NH₄)₂(SO₄).6H₂O. Add 0.1M potassium permanganate KMnO₄ dropwise until a faint pink color persists. Dilute to 1000 ml with water and mix

1 ml = 200 µg Fe



Standard iron solution:

****The standard iron solutions are not stable, prepare daily as needed by diluting the stock solution.**

Pipet 50 ml stock solution into a 1000 ml volumetric flask and dilute to mark with water

1 ml = 10 µg Fe



Procedure

Total iron: mix sample thoroughly and measure 100 ml into a 250 ml Erlenmeyer flask. Add 2 ml conc HCl and 1 ml $\text{NH}_2\text{OH}\cdot\text{HCl}$ solution. Add a few glass beads and heat to boiling. To insure dissolution of all the iron, continue boiling until volume is reduced to 15 to 20 ml. Cool to room temperature and transfer to a 100 ml volumetric flask. Add 10 ml $\text{NH}_4\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$ buffer solution and 4 ml phenanthroline solution and dilute to mark with water. Mix thoroughly and allow for 10 min to color development. Read at 510 nm.



Standard curve preparation:

Prepare a series of dilution from standard iron solution in a 100 ml volumetric flask. Add 1 ml $\text{NH}_2\text{OH}\cdot\text{HCl}$ solution, 10 ml phenanthroline solution and 10 ml $\text{Na}_2\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2$. Dilute to 100 ml with water, mix thoroughly and let stand for a minimum of 10 min. Measure absorbance at 510 nm.



Manganese

Manganese is associated with iron minerals and occurs in nodules in ocean, freshwater and soils. Manganese is used in steel alloys, batteries and food additives. Upon exposure to air or other oxidants, groundwater containing manganese usually will precipitate black MnO_2 . It is considered an essential trace element for plants and animals.

Seite 221



Persulfate oxidation of soluble manganous compounds to form permanganate is carried out in the presence of silver nitrate. The resulting color is stable for at least 24 h if excess persulfate is present and organic matter is absent.

The persulfate procedure can be used for potable water with trace to small amounts of organic matter if the period of heating is increased after more persulfate has been added.

Seite 222



Reagents

1- Special reagent: dissolve 75 g HgSO_4 in 400 ml conc. HNO_3 and 200 ml distilled water. Add 200 ml 85% phosphoric acid (H_3PO_4) and 35 mg silver nitrate (AgNO_3). Dilute the cooled solution to 1L.

2- Ammonium persulfate: $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ solid

3- Standard manganese solution: prepare a 0.1N potassium permanganate (KMnO_4) solution by dissolving 3.2 g KMnO_4 in distilled water and making up to 1L.



Age for several weeks in sunlight or heat for several hours near the boiling point, then filter through a fine fritted-glass filter crucible and standardize against sodium oxalate as follows: Weight 100 mg of $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ and transfer to 400 ml beakers. Add 100 ml distilled water and stir to dissolve. Add 10 ml 1+1 H_2SO_4 and heat rapidly to 90 to 95 °C. Titrate rapidly with the KMnO_4 solution to be standardized, while stirring to a slight pink end-point color that persists for at least 1 min.



**** Do not let temperature fall below 85°C, if necessary warm beaker contents during titration. 100 mg Na₂C₂O₄ will consume about 15 ml permanganate solution. Run a blank on distilled water and H₂SO₄.**

**Normality of KMnO₄ = g Na₂C₂O₄ (A-B) X 0.067
Calculate volume of this solution necessary to prepare 1L of solution so that,
1 ml = 50µg Mn as follows: Ml KMnO₄ = 4.55N
KMnO₄**



To this volume add 2 to 3 ml conc H₂SO₄ and NaHSO₃ solution drop wise, with stirring, until the permanganate color disappears. Boil to remove excess SO₂, cool and dilute to 1000 ml with distilled water.

4- Hydrogen peroxide: H₂O₂ 30%

5- Sulfuric acid H₂SO₄: conc. & 1+1 dilution

6- Sodium oxalate: Na₂C₂O₄

7- Sodium bisulfite: dissolve 10 g NaHSO₃ in 100 ml distilled water.



Procedure

To a suitable sample portion add 5 ml special reagent and 1 drop H₂O₂. Concentrate to 90 ml by boiling. Add 1 g (NH₄)₂S₂O₈, bring to a boil, and boil for 1 min. Remove from heat source, and then cool. Dilute to 100 ml and mix and read the absorbance at 525 nm.

Prepare standard curve of Mn by treating various amounts of standard Mn solution in the same way.



Fluoride

A Fluoride concentration of approximately 1 mg/L in drinking water effectively reduces dental caries without harmful effects on health.

Fluoride

May occur naturally in water or it may be added in controlled amounts. Some fluorosis may occur when the fluoride level exceeds the recommendation limits. Maintenance of an optimal fluoride concentration is essential in maintaining effectiveness and safety of the fluoridation



The SPADNS colorimetric method is based on the reaction between fluoride and a zirconium –dye lake. Fluoride reacts with the dye lake, dissociating a portion of it into a colorless complex anion (ZrF_6^{2-}), and the dye. As the amount of fluoride increases, the color produced becomes progressively lighter.

Reagents

1- Standard fluoride solution: dissolve 221 mg anhydrous sodium fluoride NaF , in distilled water and dilute to 1L

$$1 \text{ ml} = 100 \mu\text{g F}^-$$

Dilute 100 ml stock fluoride solution to 1L with distilled water

$$1 \text{ ml} = 10 \mu\text{g F}^-$$



2- SPADNS solution: dissolve 958 mg SPADNS, sodium 2-(parasulfophenylazo)-1,8-dihydroxy-3,6-naphthalene disulfonate, also called 4,5-dihydroxy-3-(parasulfophenylazo)-2,7-naphthalenedisulfonic acid trisodium salt, in distilled water and dilute to 500 ml. **This solution is stable for at least 1 year if protected from direct sunlight.

3- Zirconyl-acid reagent: dissolve 133 mg zirconyl chloride octahydrate $\text{ZrOCl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ in about 25 ml distilled water. Add 350 ml conc. HCl and dilute to 500 ml with distilled water.



4- Acid zirconyl-SPADNS reagent: mix equal volumes of SPADNS solution and zirconyl-acid reagent. The combined reagent is stable for at least 2 years.

5- Reference solution: add 10 ml SPADNS solution to 100 ml distilled water. Dilute 7 ml conc. HCl to 10 ml and add to the diluted SPADNS solution. The resulting solution, used for setting the instrument reference point (zero) **is stable for at least 1 year.



Procedure

1- Preparation of standard curve: prepare fluoride standards in the range of 0 to 1.4 mg F-/L by diluting appropriate quantities of standard fluoride solution to 50 ml with distilled water. Pipet 5 ml each of SPADNS solution and zirconyl-acid reagent or 10 ml mixed acid-zirconyl- SPADNS reagent, to each standard and mix well. Set photometer to zero absorbance with the reference solution and obtain absorbance readings at 570nm.

2- Sample treatment: use a 50 ml sample or a portion diluted to 50 ml with distilled water. Add 5 ml each of SPADNS solution and zirconyl-acid reagent, or 10 ml acid-SPADNS reagent; mix well and read absorbance.



Sodium

**Na measured using Flame photometer.
The sample exposed to the flame where
water was evaporated leaving Na as
ions has a characteristics color**

Potassium

**K measured using Flame photometer.
The sample exposed to the flame where
water was evaporated leaving K as ions
has a characteristics color**



PHYSICO-CHEMICAL CHARACTERISTICS OF FRESHWATER

Prof. Gamila H. Ali



Oxidant Demand/Requirement

- **Oxidants are added to water and wastewater primarily for disinfectant**
- **Oxidant demand refers to the difference between the added oxidant dose and the residual concentration measured after a prescribed contact time at a given pH and temperature**
- **Oxidant requirement refers to the oxidant dose required to achieve a given oxidant residual at a prescribed contact time, pH and temperature**

Seite 240



- **Chlorine will liberate free iodine from potassium iodide (KI) solutions at pH 8 or less**
- **The liberated iodine is titrated with a standard sodium thiosulfate solution ($\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) with starch as indicator**
- **Titrate at pH 3 to 4 because the reaction is not stoichiometric at neutral pH due to partial oxidation of thiosulfate to sulfate.**

Seite 241



Reagents

1- Chlorine-demand free water

2- Acetic acid, conc (glacial)

3- Potassium iodide KI crystal

4- Starch indicator: to 5 g starch add a little cold water. Poured into 1 L of boiling distilled water, stir and let settle overnight. Use clear supernatant

5- Potassium dichromate solution: 0.025N, dissolve 1.225g potassium dichromate $K_2Cr_2O_7$ in 1 L distilled water



6- Standard sodium thiosulfate solution:

0.025N dissolve 6.205g $Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$ in 1L freshly boiled distilled water and standardize against potassium dichromate



Procedure

To 80 ml distilled water, add 1 ml conc.

H₂SO₄, 10 ml K₂Cr₂O₇ and 1g KI. Keep in dark for 5 min and then titrate with sodium thiosulfate titrant until faint yellow color.

Add 1 ml starch indicator and complete titration until blue color disappear.



Chlorine Determination

In 250 ml conical flask with quick feet stopper, add 100 ml free chlorine distilled water, add 2 ml conc. H₂SO₄ + 1 g KI + 0.5 ml chlorine water. Put in the dark for 5 min and then titrate with sodium thiosulfate titrant until the pale yellow color. Add 1 ml starch solution and continue in titration until the blue color disappears.

$\text{mg Cl}_2/\text{L} = \text{ml of titrant} \times 0.9 \text{ (MW of Cl}_2 \times \text{N of sodium thiosulfate titrant)} / \text{ml of sample}$



Chlorine (Residual)

- **The chlorination of water supplies and polluted waters serves primarily to destroy or deactivate disease-producing microorganisms**
 - **A secondary benefit in treating drinking water**
 - **Chlorination may produce adverse effects.**
- Potentially carcinogenic chloroorganic compounds such as chloroform may be formed**
- **Chlorine applied to water in its molecular or hypochlorite form initially undergoes hydrolysis to form free chlorine consisting of aqueous molecular chlorine, hypochlorous acid and hypochlorite ion**



- **The presence and concentrations of the combined forms depend on pH, temperature, initial chlorine to nitrogen ratio, absolute chlorine demand and reaction time**
- **Both free and combined chlorine may be present at the same time**



Reagents

1- Phosphate buffer solution: dissolve 24 g anhydrous Na_2HPO_4 and 46 g anhydrous KH_2PO_4 in distilled water. Combine with 100 ml distilled water in which 800 mg EDTA-disodium salt have been dissolved, then dilute to 1 L

2- N,N-diethyl-p-phenylenediamine (DPD) indicator solution: dissolve 1 g DPD oxalate, or 1.5 g DPD sulfate pentahydrate, or 1.1 g anhydrous DPD sulfate in chlorine – free distilled water containing 8 ml 1+3 H_2SO_4 and 200 mg EDTA-disodium salt. Make up to 1 L, store in a brown glass-stoppered bottle in the dark and discard when discolored



Procedure

- **Develop color by first placing 5 ml phosphate buffer solution and 5 ml DPD indicator reagent in flask and then adding 100 ml sample and read absorbance immediately at 515nm**

- **Residual Chlorine Standard Curve:**

Prepare a stock solution containing 891 mg KMnO_4 /1000 ml. Dilute 10 ml stock solution to 100 ml with distilled water in a volumetric flask. When 1 ml of this solution is diluted to 100 ml, chlorine equivalent of 1mg/L will be produced in the DPD reaction



- **Prepare a series of KMnO_4 standards covering the chlorine equivalent range of 0.05 to 4mg/L, and proceed as the sample**
 - a- **Free chlorine**: read the color immediately
 - b- **Monochloramine**: continue by adding one very small crystal of KI (about 0.1mg) and mix. Read the color immediately.
 - c- **Dichloramine**: continue by adding several crystals of KI (about 0.1g) and mix to dissolve. Let stand about 2 min and read color.



Aluminum

Aluminum occurs in the earth's crust in combination with silicon and oxygen to form feldspars, micas and clay minerals. Aluminum potassium sulfate (alum) is used in water-treatment processes to flocculate suspended particles, but it may leave a residue of aluminum in the finished water.

Aluminum is nonessential for plants and animals. Concentrations exceeding 1.5mg/L constitute a toxicity hazard in the marine environment and levels below 200µg/L present a minimal risk.



The possibility of a link between elevated aluminum levels in brain tissues and Alzheimer's disease has been raised. With Eriochrome cyanine R dye, dilute aluminum solutions buffered to a pH of 6 produce a red to pink complex that exhibits maximum absorption at 535nm. The intensity of the developed color is influenced by the aluminum concentration, reaction time, temperature, pH, alkalinity and concentration of other ions in the sample.



To compensate for color and turbidity, the aluminum in one portion of sample is complexed with EDTA to provide a blank. The interference of iron and manganese, two elements commonly found in water when aluminum is present is eliminated by adding ascorbic acid.



Reagents

1- Stock aluminum solution: Dissolve 8.791 g aluminum sulphate $\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ in water to 1000 ml. Dilute 10ml stock aluminum solution to 1000 ml with water:

1ml = 5 μg Al (prepare daily)

2- Sulfuric acid, H_2SO_4 : 0.02N

3- Ascorbic acid solution: dissolve 0.1g ascorbic acid in water and make up to 100ml in volumetric flask (prepare fresh daily).



4- Buffer reagent: dissolve 136g sodium acetate $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ in water, add 40 ml 1 N acetic acid, and dilute to 1 L.

(1N acetic acid)

5- Stock dye solution: dissolve 300mg Eriochrome cyanine R dye in about 50 ml water. Adjust pH from about 9 to about 10.9 with 1+1 acetic acid. Dilute with water to 100 ml. (Stock solutions have excellent stability and can be kept for at least a year).



*****Working dye solution: dilute 10ml of stock dye solution to 100ml in a volumetric flask with water. Working solutions are stable for at least 6 months.**

6- Methyl orange indicator solution:

7- EDTA (disodium salt): 0.01 M, dissolve 3.7 g in water, and dilute to 1L.



Procedure

1- Preparation of calibration curve:

a- Prepare a series of aluminum standard from 0 to 7 µg (0 to 280 µg/L based on a 25 ml sample) by accurately measuring the calculated volumes into 50ml volumetric flasks. Add water to a total volume of approximately 25 ml.

b- Add 1 ml 0.02N H₂SO₄ to each standard and mix. Add 1 ml ascorbic acid solution and mix. Add 10 ml buffer solution and mix. Add 5ml working dye reagent and mix. Immediately make up to 50ml with distilled water. Mix and let stand for 5-10 min. The color begins to fade after 15 min. Read on wavelength of 535nm



2- Sample treatment:

a- Place 25 ml sample or a portion diluted to 25 ml in volumetric flask, add a few drops of methyl orange indicator and titrate with 0.02N H₂SO₄ to a faint pink color. Record reading and discard sample.

b- To two similar samples at room temperature add the same amount of 0.02N H₂SO₄ used in the titration and 1 ml in excess.



c- To one sample add 1 ml EDTA solution. This will serve as a blank. To both samples add 1 ml ascorbic acid, 10 ml buffer reagent and 5 ml working dye reagent (continue as in calibration curve).

d- After 5 to 10 min contact time read aluminum concentration from the curve.

$$\text{mg Al/L} = \frac{\mu\text{g Al (in 50 ml final volume)}}{\text{ml sample}}$$



Oxygen (Dissolved)

Dissolved oxygen (DO) levels in natural and wastewater depend on the physical, chemical and biochemical activities in the water body. The analysis for DO is a key test in water pollution and waste treatment process control. The iodometric test is the most precise and reliable titrimetric procedure for DO analysis. It is based on the addition of divalent manganese solution followed by strong alkali, to the sample in a glass stoppered bottle.



DO rapidly oxidize an equivalent amount of the dispersed divalent manganous hydroxide precipitate to hydroxides of higher valency states. In the presence of iodide ions in an acidic solution, the oxidized manganese reverts to the divalent state, with the liberation of iodine equivalent to the original DO content. The iodine is then titrated with a standard solution of thiosulfate. The titration end point can be detected visually, with a starch indicator. Samples collection must be very carefully. Methods of sampling are dependent on source to be sampled and a certain extent, on method of analysis. Do not let sample remain in contact with air gaseous content.



Reagents

1- Manganous sulfate solution: dissolve 480 g $\text{MnSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ or 400 g $\text{MnSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ or 364 g $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ in distilled water and dilute to 1L.

**** preserve in dark bottle.**

2- Alkali-iodide-azide reagent: dissolve 500 g NaOH (or 700 g KOH) and 135 g NaI (or 150 g KI) in distilled water and dilute to 1L. Add 10 g NaNO_2 dissolved in 40 ml distilled water.

3- Sulfuric acid H_2SO_4 conc.



4- Standard sodium thiosulfate titrant, 0.025N: dissolve 6.205 g $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ in 1L freshly boiled distilled water and standardize against potassium dichromate. To 80 ml distilled water, add 1 ml conc. H_2SO_4 , 10 ml $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ and 1 g KI. Kep in dark for 5 min and then titrate with sodium thiosulfate titrant until faint yellow color. Add 1 ml starch indicator and complete titration until blue color disappear.



Procedure

1- To the sample collected in a 250 to 300 ml bottle, add 2 ml MnSO_4 solution followed by 2 ml alkali-iodide-azide reagent.

2- Stopper carefully to exclude air bubbles and mix by inverting bottle a few times. When precipitate has settled sufficiently to leave clear superant above the manganese hydroxide floc, add 2 ml conc H_2SO_4 .

Seite 219



3- Restopper and mix by inverting several times until dissolution is complete.

4- Titrate a volume corresponding to 200 ml original sample; titrate with 0.025 M $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ solution to a pale straw color. Add a few drops of starch solution and continue titration to first disappearance of blue color.

Seite 220

Deutsche Gesellschaft für Technische Zusammenarbeit (GTZ) GmbH
Water & Wastewater Management Program
Holding Company for Water and Wastewater (HCWW),
Comiche El Nil, Water Treatment Plant-Road El Farag
Tel.: +2 02 245 98 405/411
Fax: +2 02 245 98 405/411
Website: www.gtz.de



الوكالة الألمانية للتعاون الفني
برنامج إدارة مياه الشرب و الصرف الصحي
الشركة الخافضة لمياه الشرب و الصرف الصحي
كورنيش النيل محطة مياه ورسن الخرج
تليفون : ٠٠٢ - ٢ ٢٤٥ ٩٨ ٤٠٥/٤١١
فاكس : ٠٠٢ - ٢ ٢٤٥ ٩٨ ٤٠٥/٤١١
موقع إلكتروني: www.gtz.de