

عينات المياه

(١، ٨) الأسس الحسابية وجمع العينات

الماء هو أساس الحياة على كوكب الأرض وهو المصدر الذي يتأثر عكسياً بجميع النشاطات الإنسانية على سطح الأرض، فتلوث الماء ظاهرة أساسها النشاطات الإنسانية المتعددة بالإضافة إلى النشاطات الطبيعية التي تحدث مثل الزلازل والبراكين وغيرها. فالتطور الصناعي والزراعي والمدني ساهم في إيجاد أزمة لتلوث المياه فمياه بعض الأنهار أصبحت تستقبل آلاف الأمطار المكعبة من مياه الصرف الصحي غير المعالجة أو المعالجة والنفايات المنزلية والصناعية والصرف الزراعي والتي تحتوي على مواد شديدة السمية وأصبح مصير المياه الجوفية يواجه نفس المصير في معظم مناطق العالم. ويعتبر تلوث المياه المستول الرئيس في العديد من حالات الوفيات والأمراض في العالم وله أثر سلبي للثروة السمكية والزراعية. وفي السنوات الأخيرة تم دراسة المياه الطبيعية والملوثة في جميع أنحاء العالم مما وفر قاعدة بيانات للعديد من الملوثات وأثرها على الأنظمة البيئية ولذلك ظهرت أهمية الطرق المختلفة لتحليل المياه للكشف على الملوثات وتحديد مصادر التلوث للحد من الكوارث والأمراض التي من الممكن أن تنتشر بسبب تلوث مصادر المياه الطبيعية.

وتقسم عوامل تلوث المياه إلى ثلاثة أقسام كالتالي :

- عوامل فيزيائية.
- عوامل كيميائية.
- عوامل حيوية.

يجب أن تتوفر العناية الشديدة عند تحليل المياه قبل الموافقة على استخدامها. ويستخدم في تحليل عينات الماء طرق كيميائية وأجهزة حديثة متخصصة لذلك الغرض ومنها جهاز القياس باللهب (Flame photo-meter) وجهاز الامتصاص الذري (Atomic Absorption) وأجهزة القياس الطيفي (Spectrophotometer) وأجهزة القياس بالجهد والتي تستخدم إلكترونات نوعية للأيونات (Specific Ion Electrode) وجهاز الكروماتوجراف الغازي (Gas Chromatograph mass Spectrometer) ونتيجة لهذا التطور التقني في الأجهزة فإنه يمكن إجراء عدد كبير من التحليلات بسرعة ودقة عالية ، والتحليلات التي يمكن إجرائها على الماء هي :

- ١- تحليلات فيزيائية.
- ٢- تحليلات كيميائية.
- ٣- تحليلات حيوية.

(٨,٢) المصطلحات الكيميائية المستخدمة وبعض التحويلات

- الوزن الذري للعنصر: هو وزن ذرة العنصر مقارنة بوزن ذرة الكربون والتي تعادل ١٢ وحدة.
- الوزن الجزيئي للمادة: هو مجموع الأوزان الذرية للعناصر الداخلة في تركيب جزئ المادة .

• التكافؤ: عدد ذرات الهيدروجين أو عدد مجموعات الهيدروكسيل القابلة للإحلال.

• الوزن المكافئ: هو حاصل مجموع الأوزان الذرية للعناصر المكونة للمادة مقسوماً على تكافؤ أحد شقي المادة.

١- المحلول القياسي: هو محلول معلوم التركيز Standard Solution.

٢- المحلول الأساس أو العياري: Normal Solution. هو المحلول الذي يحتوي اللتر منه على الوزن المكافئ من المادة معبراً عنه بالجرامات.

٣- المحلول الجزيئي: (Molar Solution) وهو المحلول الذي يحتوي اللتر منه على الوزن الجزيئي من المادة معبراً عنه بالجرامات.

٤- الكسر المولي: Mole Fraction وهو عبارة عن النسبة بين عدد مولات أحد مكونات المحلول إلى حاصل جمع عدد مولات كل مكوناته.

مثلاً يتكون المحلول من ثلاث مكونات عدد مولاتها n_1, n_2, n_3 بذلك يكون الكسر المولي للمكون الأول (X_1)

$$X_1 = \frac{n_1}{n_t} \dots\dots\dots (A, 1)$$

$$n_t = n_1 + n_2 + n_3$$

٥- المولالية (Molality): هي عبارة عن عدد المولات من المادة المذابة الموجودة في ١٠٠٠ جرام من المادة المذيبة فإذا كان عدد المولات للمذاب (n_2) وكتلة المذيب كجم (w_1) يكون

$$Molality = \frac{n_2}{w_1} \dots\dots\dots (A, 2)$$

٦- الحجم = الوزن / الكثافة.

٧- التركيز المكافئ = التركيز المولي × التكافؤ.

$$٨- \text{ملييمكافئ / لتر} = (\text{التركيز المولي / لتر}) \times \text{التكافؤ} \times ١٠٠٠ .$$

$$٩- \text{مليمول} = (\text{التركيز المكافئ} \div \text{التكافؤ}) \times ١٠٠٠ .$$

$$١٠- \text{مليمول / لتر} = (\text{ملييمكافئ / لتر}) \div \text{التكافؤ} .$$

(٨,٣) طرق التعبير عن تركيز المحاليل

(٨,٣,١) الطرق الطبيعية

أ) التركيز (جم / لتر) وهو يعبر عن عدد جرامات المذاب في اللتر.

$$١- (\text{جزء / ألف}) = \text{ppt} = ((\text{وزن المذاب جم}) \div (\text{حجم المحلول باللتر}))$$

$$= ((\text{وزن المذاب ملجم}) \div (\text{حجم المحلول بالمليتر}))$$

$$٢- \text{ppm} = ((\text{وزن المذاب ملجم}) \div (\text{حجم المحلول باللتر}))$$

$$= ((\text{وزن المذاب ميكروجرام}) \div (\text{حجم المحلول بالمليتر}))$$

$$٣- \text{ppb} = ((\text{وزن المذاب ميكروجرام}) \div (\text{حجم المحلول باللتر}))$$

$$= ((\text{وزن المذاب نانو جرام}) \div (\text{حجم المحلول بالمليتر}))$$

ب) النسبة المئوية

١- النسبة المئوية الوزنية (وزنيه / وزنيه) هو عدد جرامات المذاب في ١٠٠

جم من المذيب

$$(\text{وزنيه / وزنيه}) \% = ((\text{وزن المذاب جم}) \div (\text{وزن المذيب جم}) \times ١٠٠)$$

٢- النسبة المئوية الحجمية: تعبر عن المذاب بالمليتر في ١٠٠ مليلتر من المذيب

$$(\text{حجميه / حجميه}) \% = ((\text{حجم المذاب مليلتر}) \div (\text{حجم المذيب مليلتر}) \times ١٠٠)$$

٣- النسبة المئوية الوزنية الحجمية: تعبر عن المذاب جم في ١٠٠ مليلتر من المذيب

$$(\text{وزنيه / حجميه}) \% = ((\text{وزن المذاب جم}) \div (\text{حجم المذيب مليلتر}) \times ١٠٠)$$

(٨,٣,٢) الطرق الكيميائية

١- الوزن الجزيئي الجرامي (المول): هو الوزن الذري للعنصر أو الوزن الجزيئي للمادة معبراً عنه بالجرامات ويحتوي المول الواحد على عدد أفوجادرو من الجزيئات (6.02×10^{23}) جزيء، ذرة أو أيون

عدد المولات = (وزن المركب جم) ÷ (الوزن الجزيئي للمركب)

عدد المولي مولات = (وزن المركب ملجم) ÷ (الوزن الجزيئي للمركب)

٢- الوزن المكافئ: عبارة عن الوزن المكافئ للمادة كما هو في معادلة التفاعل

الكيميائي.

• التكافؤ: يعبر عن عدد الوحدات المتفاعلة والتي تختلف حسب نوع المادة

ونوع التفاعل.

عدد الأوزان المكافئة = (الوزن جم) ÷ (الوزن المكافئ الجرامي)

عدد الأوزان المليمكافئة = (الوزن ملجم) ÷ (الوزن المكافئ)

فمثلاً

الوزن المكافئ في تفاعلات الحموضة والقلوية = (الوزن الجزيئي) ÷ (عدد أيونات

الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيل المتفاعلة)

• الوزن المكافئ في تفاعلات الأكسدة والاختزال = (الوزن الجزيئي) ÷

(التغير في رقم الأكسدة)

• الوزن المكافئ في تفاعلات الترسيب والتفاعلات التي تتضمن تكوين

مركب معقد = (الوزن الجزيئي للمركب) ÷ (تكافؤ الفلز المتفاعل مع العامل)

(٨,٤) التركيز الفعال

المواد الإلكتروليتية القوية والتي تتأين تماماً عند إذابتها في الماء فإذا كانت

المحاليل مركزة هذا يؤدي إلى محدودية في حركة الأيونات داخل المحلول المركز وعند

استخدام وسائل للتأكد من أن المحلول متأين تماماً فإننا نلاحظ أن هناك دلالة على أن التأين أقل من ١٠٠٪ ومن هنا جاء مصطلح التركيز الفعال وهو يعبر عن تركيز الأيون الذي تفاعل فعلاً بينما التركيز المولاري يعبر عن تركيزه المضاف وهو يرتبط مع التركيز المولاري بالمعادلة (الزامل وآخرون ، ١٤٢٥هـ):

$$a_i = f_i \{ I \} \dots\dots\dots (٨, ٣)$$

حيث:

a_i = التركيز الفعال .

f_i = معامل الفعالية .

$\{ I \}$ = التركيز المولاري للأيون I .

f_i تقترب من الوحدة بالنسبة للمحاليل العضوية والمحاليل المخففة للإلكتروليتات

ويحسب معامل الفعالية من المعادلة

$$-\log f_i = 0.5 Z_i^2 \sqrt{\mu} \dots\dots\dots (٨, ٤)$$

$$\mu = \frac{1}{2} \sum [i] Z_i^2 \dots\dots\dots (٨, ٥)$$

حيث:

μ = القوة الأيونية .

Z_i = شحنة الأيون .

(٨, ٥) الاحتياطات الواجب مراعاتها عند إجراء التحليلات الحجمية

- ١- جميع الأدوات الزجاجية تحفظ دائماً نظيفة والتنظيف يكون باستخدام مخلوط من حمض الكبريتيك وحمض الكروميك المركزين ويحضر هذا المخلوط بإضافة القليل من كرومات البوتاسيوم إلى حمض الكبريتيك.

٢- تعاد أغطية زجاجات المواد مباشرة بعد الاستعمال وتعاد الزجاجات في أماكنها.

٣- يرج المحلول جيداً قبل الاستخدام.

٤- السحاحة (Burette) لابد أن تكون رأسية وغير مائلة وتؤخذ قراءة السحاحة عند مستوى تقعر سطح السائل ويلاحظ غسل السحاحة قبل الاستخدام بالمحلول الذي ستملأ به وقبل ضبط محلول السحاحة عند تدريج معين يجب التأكد من خلو طرفها المدبب من فقاعات الهواء وكل النقاط التي تقادر السحاحة يجب أن تصل إلى دورق المعايرة.

٥- القمع المستخدم في ملأ السحاحة يجب أن يرفع بعد تعبئة السحاحة مباشرة حتى لا تسقط من نقاط تغير الحجم داخل السحاحة بعد ضبطها.

٦- تغسل الماصة (Pipette) قبل الاستخدام بنفس المحلول الذي ستعبأ به كما يجب عدم النفخ داخل الماصة لإنزال المحلول المتبقي بها ولكن يتم اللمس الخفيف لجدار الإناء ثلاث مرات.

٧- تجرى المعايرة في دوارق مخروطية وليس في كؤوس.

٨- يكتفى من الدليل ب ٢-٣ نقاط ما لم يذكر في طريقة العمل غير ذلك.

٩- الدورق المخروطي يغسل جيداً بالماء المقطر .

١٠- يوضع الدورق المخروطي فوق سطح ذو لون أبيض لتسهيل التعرف على نقطة التعادل التي عندها يتغير لون الدليل.

١١- يجب رج الدورق أثناء تنقيط سائل المعايرة داخله ، وعند استخدام

كميات كبيرة من سائل المعايرة يجب غسل جدار الدورق بتيار من الماء المقطر على فترات.

١٢- تحفظ المحاليل التي تتأثر بالضوء مثل محلول نترات الفضة $AgNO_3$ داخل زجاجات قائمة.

١٣- الدوايق العيارية لا يجب أن توضع على اللهب مطلقاً.

١٤- المواد الكيماوية توزن في زجاجات ساعة أو قنينات صغيرة.

١٥- يوضع الميزان على منضدة ثابتة أفقياً بعيداً عن تيارات الهواء.

١٦- يستخدم الحمام المائي عند معايرة المواد العضوية القابلة للتطاير ويجب ألا تتجاوز درجة الحرارة عن $80^{\circ}C$ أما المركبات ذات درجة غليان مرتفعة فيمكن أن تسخن على حمام رملي وبصفة عامة لا يستخدم التسخين باللهب المباشر في عمليات المعايرة.

١٧- يجب ارتداء القفازات المطاطية والبالطو ويكون من أقمشة مضادة للأحماض والحريق.

١٨- عدم لمس أجزاء الجسم المكشوفة أثناء العمل وبخاصة العين.

١٩- توفير محلول مخفف من حمض البوريك بالمختبر لغسيل العين في حالة انتشار مواد كيماوية عليها وكذلك محلول مخفف من بيكربونات الصوديوم لغسل مناطق الجلد التي تصاب بالأحماض.

٢٠- توفير إناء (دلو) مملوء بالرمل وطفاية للحريق بالمختبر.

(٨, ٦) الأدلة

Indicators

هي مواد كيميائية تدل على نقطة التعادل في عمليات المعايرة وذلك بتغير خواصها نتيجة تغير ظروف وسط التفاعل.

(٨,٦,١) الأدلة اللونية Colour Indicators

وهي أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة يتغير لونها بتغير ظروف التفاعل مثل تغير رقم حموضة الوسط أو تغير درجة الأكسدة والاختزال ويكون لون الدليل في الحالة المتأينة مختلف عن لونه في الحالة غير المتأينة ومن أمثلتها:

١- الدليل البسيط Simple Indicators وهو دليل يتكون من مركب كيميائي واحد مثل برتقالي الميثيل Methyl Orange (MO) والفينولفثالين Phynolphthaline (phph) وعباد الشمس.

٢- الدليل المختفي Screened Indicator ويتكون من دليل بسيط مضاف إليه صبغة تجعل تغير اللون أكثر حدة عند نقطة التعادل End Point.

٣- الدليل المختلط Mixed Indicator وهو يتكون في الأغلب من دليان ممزوجان مع بعضهم لتتكون نقطة تعادل أكثر وضوحاً من استخدام أي منهما على حده وتستخدم عادة عند معايرة الأحماض الضعيفة ومن أمثلتها دليل برتقالي الميثيل مع صبغة الكارمين و دليل أخضر البروموكريزول مع أحمر الميثيل والفينولفثالين مع أخضر الميثيل وكذلك أحمر الكريزول مع أزرق الثيمول ويمثل الجدول (٨,١) المدى الهيدروجيني والتغير في اللون لبعض الأدلة (عبد الحافظ، ١٩٧٨ م).

الجدول (٨، ١). المدى الهيدروجيني والتغير في اللون لبعض الأدلة بتغير رقم الحموضة.

(عبد الحافظ، ١٩٧٨ م)

اللون في الوسط القاعدي	اللون في الوسط الحمضي	مدى رقم الحموضة	الدليل
أصفر	أحمر	٢,٨ - ١,٢	الثيرمول الأزرق
أصفر	أحمر	٤,٠ - ٢,٩	المثيل الأصفر
أصفر	أحمر	٤,٠ - ٣,٤	المثيل البرتقالي
أزرق بنفسجي	أصفر	٤,٦ - ٣	البروموفينول الأزرق
أزرق	أصفر	٥,٦ - ٤	البروموكريزول الأزرق
أصفر	أحمر	٦,٢ - ٤,٤	المثيل الأحمر
أزرق	أصفر	٧,٦ - ٦,٢	البروموثيمول الأزرق
أحمر	أحمر	٨,٠ - ٦,٤	الفينول الأحمر
أصفر	أحمر	٨,٠ - ٦,٨	الأحمر المتعادل
أحمر	عديم اللون	١٠,٥ - ٨,٢	الفينولفثالين
أحمر	أصفر	١٢ - ١٠	الأليزامين الأصفر
برتقالي / بني	عديم اللون	١٢ - ١١	الفيرامين

(٨، ٦، ٢) أدلة الترسيب Precipitation Indicator

وهي مركبات كيميائية تدخل في تفاعل المعايرة بعد انتهاء المادة التي يتم معايرتها (سرعة تفاعلها أبطأ من تفاعل المادة المعايرة ولذلك تكون قراءة السحاحة للنقطة التي تسبق حدوث ترسيب الدليل).

ويستخدم عدد من الأدلة لمعرفة نقطة التعادل في تفاعلات الترسيب ويمكن تقسيمها إلى:

- ١- مادة تكون راسب ملون عند نقطة التكافؤ مثل كرومات البوتاسيوم في تفاعل (موهر) عند معايرة أيونات الكلوريد بواسطة نترات الفضة.

٢- مادة تكون مركباً ملوناً قابل للذوبان عند نقطة التكافؤ مثل شب الحديدك في تفاعل (فولهارد) أي عند معايرة أيونات الفضة ثيوسيانات البوتاسيوم.

٣- أدلة امتزاز عبارة عن صبغات يتغير لونها عند امتزازها على الرواسب الغروية عند تكونها مثال على ذلك الفلورين وثنائي كلورو الفلورين والأيسين (رابع كلورو الأيسين)

(٨، ٦، ٣) اختيار الأدلة في تفاعلات الحموضة والقلوية

١- عند معايرة حمض قوي وقاعدة قوية (الوسط خالي من الكربونات) يمكن استعمال أي دليل إذا كانت درجة تركيز أي من المحلولين لا تقل عن ٠,٢ عياري ويستخدم أحمر الميثيل والفينولفثالين بصفة خاصة في المحاليل ذات التركيز الأقل.

٢- عند المعايرة بحمض ضعيف لقاعدة قوية مثل حمض الخليك مع الصودا الكاوية يستعمل أحمر الميثيل والفينولفثالين ؛ لأن الملح الناتج عن التفاعل يكون قلوي التأثير ويكون رقم الحموضة للمحلول الناتج أكبر من ٧.

٣- عند المعايرة بقاعدة ضعيفة لحمض قوي مثل محلول الأمونيا (النشادر) لحمض الهيدروكلوريك يستعمل دليل برتقالي الميثيل أو البروموفينول الأزرق وكذلك البروموكريزول الأخضر لأن الملح الناتج من التفاعل يكون حمضي التأثير ويكون رقم الحموضة للمحلول الناتج أقل من ٧.

٤- عند المعايرة بقاعدة ضعيفة لحمض ضعيف أو العكس في هذه الحالة يكون حساب رقم الحموضة معقد جداً لأن المدى لرقم الحموضة عند نقطة التعادل يكون ضعيفاً جداً ولذلك يصعب تحديد نقطة التعادل (انتهاء التفاعل) بدقة باستخدام الأدلة البسيطة ولكن يمكن استخدام دليل مختلط مثل دليل الأحمر المتعادل أو الميثيلين الأزرق.

٥- في المعايرة الطاردة (تفاعلات الإحلال أو التبادل) يتفاعل حمض مثل الهيدروكلوريك مع ملح مكون من شق قاعدي قوي وشق حمضي ضعيف مثل كربونات الصوديوم (Na_2CO_3) و البورات ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) و سيانيد البوتاسيوم (KCN) وكذلك تشمل معايرات تتفاعل فيها قاعدة قوية مثل هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) مع ملح مكون من شق قاعدي ضعيف وحمض قوي مثل كلوريد الأمونيوم، فعند معايرة كربونات الصوديوم بواسطة حمض الهيدروكلوريك يستخدم دليل الميثيل البرتقالي أو الميثيل الأحمر أو البروموفينول الأزرق لإتمام عملية المعايرة، وعند معايرة محلول البورات بواسطة حمض الهيدروكلوريك نجد أن رقم الحموضة عند نقطة التعادل = ٥ تقريباً ومن ثم فإنه يمكن استخدام دليل الميثيل البرتقالي أو الميثيل الأحمر أو البروموفينول الأزرق، وعند معايرة محلول سيانيد البوتاسيوم بواسطة حمض الهيدروكلوريك نجد أن الرقم الهيدروجيني عند نقطة التعادل كما في حالة البوراكس = ٥، ويمكن استخدام نفس الأدلة في عملية المعايرة.

٦- عند معايرة محاليل أملاح لأحماض ضعيفة مثل بيكربونات الصوديوم بأحماض قوية مثل حمض الهيدروكلوريك يستخدم دليل أحمر الميثيل، وهذا يستخدم أيضاً مع الكبريتورات والكربونات إذا أجريت المعايرة عند درجة الغليان.

٧- عند معايرة قاعدة قوية مثل هيدروكسيد الصوديوم بحمض قوي مثل حمض الهيدروكلوريك في وجود ملح مكون من قاعدة قوية وحمض ضعيف مثل خلات الصوديوم فإنه يستخدم دليل الفينولفثالين.

٨- عند معايرة حمض قوي مثل حمض الهيدروكلوريك بقاعدة قوية مثل هيدروكسيد الصوديوم في وجود ملح مكون من حمض قوي وقاعدة ضعيفة مثل كلوريد الأمونيوم يستخدم دليل برتقالي الميثيل.

(٨,٧) طرق التحليل الكمي

تقدر المواد المختلفة بإتباع أحد طرق التحليل الكمي وهي :

١- التحليل الكمي بالوزن.

٢- التحليل الكمي بالحجم.

٣- التحليل بالألوان.

٤- التحليل الكمي بقياس حجم الغاز.

وأكثر هذه الطرق استعمالا هي الطريقتان الأولى والثانية وذلك لسهولة إجراء

كل منها دون الحاجة إلى أجهزة خاصة ، ولكل منها مزاياها وعيوبها.

(٨,٧,١) التحليل الكمي بالوزن

الأساس في هذا التحليل هو إجراء ترسيب للمادة الذائبة في المحلول على

صورة راسب عسر الذويان ثم معاملة هذا الراسب بالمعاملات الخاصة بالتقدير ثم

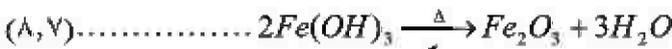
الوزن ومن الوزن الثابت يمكن حساب كمية المادة المطلوب تقديرها.

ومن أمثلة التقديرات الوزنية في المياه هي :

١- تقدير أيونات الحديدك Fe^{+++}

حيث يرسب في محاليله بواسطة هيدروكسيد الأمونيوم على صورة

هيدروكسيد حديدك.

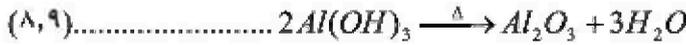


راسب ثابت

٢- تقدير الألونيوم Al

حيث يرسب مثل الحديد على صورة هيدروكسيد الألنيوم $Al(OH)_3$ ثم يحرق

فيتحول إلى Al_2O_3 وهو راسب ثابت



٣- تقدير الفوسفات PO4

حيث يرسب أنيون الفوسفات على صورة فوسفات مغنسيوم و أمونيوم ثم يحرق الراسب الذي يتحول إلى راسب ثابت بالحرق على صورة بيرو فوسفات المغنسيوم $Mg_2P_2O_7$



٤- المغنسيوم

يرسب بمحلول فوسفات المغنسيوم والأمونيوم ويحرق مثل الفوسفور وعلى العموم فالعناصر التي تقدر بواسطة التحليل الكمي الوزني هي العناصر التي توجد بكمية كبيرة في التربة وكذا الأسمدة الفوسفاتية طبقاً لمعادلة تقدير الفوسفور.

(٨,٧,٢) التحليل الكمي الحجمي

أساس هذا التحليل مبني على تفاعل أحجام المواد المختلفة بالكميات المكافئة حتى الاتزان Equilibrium. وطرق التقدير الكمي بالحجم متعددة ولكنها تشترك في أن الأساس الحسابي فيها مبني على أساس الوزن المكافئ؛ لأن الأحجام المتفاعلة عند الاتزان تحتوي على كميات متكافئة ويمكن تقسيمها إلى.

أ) الأحماض

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي للأحماض}}{\text{عدد ذرات الهيدروجين الفعالة في الحامض}} = \text{الوزن المكافئ للأحماض}$$

فمثلاً: HCl ، H_2SO_4 ، H_3PO_4 ، $H_4P_2O_7$ ، CH_3-COOH حمض الخليك - $HOOC-COOH$ حمض الأكساليك.

$$36,5 = (1/36,5) = HCl$$

$$49 = (2/98) = H_2SO_4$$

$$32,667 = (3/98) = \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$44,4 = (4/178) = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$$

$$60 = (1/60) = \text{CH}_3\text{COOH}$$

(ب) الأملاح الهيدروجينية

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي للملح الهيدروجيني}}{\text{عدد ذرات القاعدة الموجودة في الجزيء} \times \text{تكافؤها}} = \text{الوزن المكافئ}$$

مثال (١): كبريتات الصوديوم الهيدروجينية (NaHSO_4)

$$120 = \frac{120}{1 \times 1} = \text{الوزن المكافئ}$$

مثال (٢): فوسفات الكالسيوم الهيدروجينية (CaHPO_4)

$$68 = \frac{136}{2 \times 1} = \text{الوزن المكافئ}$$

(ج) الهيدروكسيدات (القواعد)

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد مجموعات الهيدروكسيل (OH) في القاعدة}} = \text{الوزن المكافئ}$$

مثال: هيدروكسيد الكالسيوم Ca(OH)_2

$$37 = \frac{74}{2} = \text{الوزن المكافئ}$$

(د) الأملاح المتعادلة

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي للملح}}{\text{عدد ذرات الهيدروجين الموجودة في الحمض المشتق منه الملح}} = \text{الوزن المكافئ}$$

مثال: NaCl , CaSO_4 , FePO_4 , $\text{Fe(NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

الحل

$$٥٨,٥ = (١/٥٨,٥) = \text{NaCl}$$

$$٦٨ = (٢/١٣٦) = \text{CaSO}_4$$

$$٥٠,٢٨ = (٣/١٥٠,٨٥) = \text{FePO}_4$$

$$٤٦,٩٦ = (٤/١٨٧,٨٥) = \text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$$

$$٥١,٦٦٧ = (٦/٣١٠) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

هـ) المركبات المؤكسدة والمختزلة

الوزن الجزيئي

الوزن المكافئ =

التغير في رقم الأكسدة للعنصر

ورقم الأكسدة: يعبر عن الشحنة السالبة أو الموجبة التي تحملها ذرة معينة أو مجموعة ذرية في جزيي محدد مع ملاحظة أن مجموع أرقام الأكسدة للذرات المكونة لجزيء متعادل تساوي صفر.

مثال: HNO_3 , NO_2 , HNO_2 , NO , N_2 , N_2H_4 , NH_3

الحل

المركب	التغير في رقم الأكسدة للنيتروجين
NH_3	٣-
N_2H_4	٢-
N_2	صفر
NO	٢+
HNO_2	٣+
NO_2	٤+
HNO_3	٥+

أمثلة لحساب الوزن المكافئ في تفاعلات الأكسدة والاختزال

الأكسدة

١- أكسيد الحديد

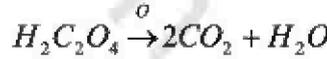


حيث رقم أكسدة الحديد تغير من $2+$ إلى $3+$ فيكون FeO أحادي التكافؤ في هذا التفاعل.



الاختزال: تغير رقم الأكسدة من $3+$ إلى $2+$ فيكون الحديد أحادي التكافؤ إذا كان الملمح Fe_2O_3 ثنائي التكافؤ لأن به ذرتي حديد.

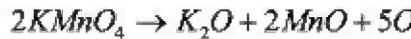
٢- حمض الأكساليك



تغير رقم الأكسدة للكربون من $3+$ إلى $4+$ أي ذرة الكربون أحادية التكافؤ. في هذا التفاعل حمض الأكساليك ثنائي التكافؤ لاحتوائه على ذرتي كربون.

٣- برمنجنات البوتاسيوم $KMnO_4$

(أ) في الوسط الحمضي

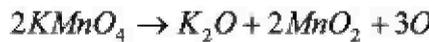


تغير رقم الأكسدة للمنجنيز من $7+$ إلى $2+$

فيكون الوزن المكافئ للبرمنجنات في هذا التفاعل = (الوزن الجزيئي / ٥)

$$31,088 = 5 / 157,94 =$$

(ب) في الوسط القاعدي



تغير رقم الأكسدة للمنجنيز من +٧ إلى +٤

$$\text{فيكون الوزن المكافئ للبرمنجنات} = (\text{الوزن الجزيئي} / ٣) = (٣ / ١٥٧,٩٤) = ٥٢,٦٥ =$$

(٨,٧,٣) تطبيقات على طرق التعبير عن تركيز المحلول

(أ) التركيز الجزيئي (M) Molarity

يعبر عن عدد الجزيئات الجرامية الموجودة من مادة معينة في لتر من المحلول النهائي.

$$M = \frac{\text{وزن المادة الموجودة فعلاً بالجرام}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة}}$$

مثال محلول يحتوي على ٠,٠٥ مولار M حمض أكساليك / لتر ما تركيزه بالجرام في اللتر.

وزن الحمض بالجرام

$$= M \frac{\text{الوزن الجزيئي لحمض الأكساليك}}{\text{الوزن الجزيئي لحمض الأكساليك}}$$

$$\text{وزن الحمض بالجرام / لتر} = M \times \text{الوزن الجزيئي لحمض الأكساليك} = ٠,٠٥ \times ٩٠ = ٤,٥ =$$

(ب) التركيز الأساسي أو العياري (N) Normality

يعبر عن عدد الأوزان المكافئة الموجودة من مادة معينة في لتر من المحلول النهائي

$$N = \frac{\text{وزن المادة الموجودة فعلاً بالجرام في اللتر}}{\text{الوزن المكافئ للمادة}}$$

مثال: محلول تركيزه ٠,٠٤ ع من كلوريد الكالسيوم CaCl_2 أحسب تركيزه

بالجرام / لتر.

الحل

$$\text{تركيز كلوريد الكالسيوم CaCl}_2 \text{ بالجرام/لتر} = 0.04 \times 55.5 = 2.22$$

(ج) التركيز بالملييمكافئ/ لتر meq/L

وهي طريقة للتعبير عن تركيز المواد عندما يكون تركيزها منخفضاً جداً مثل مياه الآبار ومياه الصرف حيث يكون الملييمكافئ/ لتر = $(N \times 1000)$.

$$\text{التركيز بالملييمكافئ} = \frac{\text{وزن المادة بالجرام}}{\text{الوزن المكافئ}} \times 1000$$

$$= \frac{\text{وزن المادة بالمليجرام}}{\text{الوزن المكافئ}}$$

مثال: ما هو التركيز بالملييمكافئ في اللتر

١- محلول يحتوي على ١.٠٩ جرام NaCl

٢- محلول يحتوي على ٢ ع. NaCl

٣- محلول يحتوي على ٠.٠١ ع. NaCl

الحل

$$١- \text{تركيز NaCl بالملييمكافئ/لتر} = (58.5 / 1.09) \times 1000 = 18.63$$

$$٢- \text{تركيز NaCl بالملييمكافئ/لتر} = 2 \times 1000 = 2000$$

$$٣- \text{تركيز NaCl بالملييمكافئ/لتر} = 0.01 \times 1000 = 10$$

(د) الجزء في المليون ppm

وهي طريقة للتعبير عن التركيز للكميات الضئيلة جداً وهو يعبر عن

- عدد الأجزاء الموجودة في مليون جزء.
- عدد المليجرامات الموجودة في ١٠^٦ مليجرام.
- عدد المليجرامات الموجودة في ١٠٠٠ جرام.
- عدد المليجرامات الموجودة في كيلوجرام.

- عدد المليجرامات الموجودة في ١ لتر.

مثال (١): محلول يحتوي على ٠,٠٥ ملليمكافئ NaCl / لتر أحسب التركيز ppm.
الحل

$$\text{ppm} = \text{التركيز بالملييكافئ/لتر} \times \text{الوزن المكافئ}$$

$$\text{NaCl ppm} = ٥٨,٥ \times ٠,٠٥ = ٢,٩٢٥$$

مثال (٢) محلول يحتوي على ١٤٢ ppm Na_2SO_4 ، أحسب تركيز Na ، SO_4 ppm.

$$\text{Na ppm} = ٤٦$$

$$\text{SO}_4 \text{ ppm} = ٩٦$$

(٨,٨) صور التحليل الكمي الحجمي في الماء

تنقسم التقديرات الكمية الحجمية إلى :

(٨,٨,١) التعادل

مقصود بها تفاعل كميات متكافئة من حامض وقلوي تنتهي إلى تكوين ملح وماء ويستعمل في تحديد نقطة نهاية التفاعل أحد الأدلة المناسبة ومن أمثلة هذه التقديرات في الماء.

١- تقدير الكالسيوم والمغنسيوم في الماء بالمعايرة بالفيرسين (EDTA).

٢- تقدير الكربونات والبيكربونات في الماء بالمعايرة بمحمض معلوم القوة في وجود دليلي الفينول فتالين وبرتقالي الميثيل على التوالي.

(٨,٨,٢) الأكسدة والاختزال

المقصود من ذلك هو معايرة محلول مختزل بمحلول مؤكسد حتى نهاية التفاعل أي حتى أن جميع المواد المختزلة في المحلول تأكسد ثم تحسب كمية المادة المختزلة من

الأحجام المستهلكة ، ويستخدم في مثل هذا النوع من التقدير الكمي بالحجم أدلة الأكسدة والاختزال لتحديد نهاية التفاعل وأمثلة هذا التقدير في الماء :

١- تقدير الكربون العضوي TOC عن طريق أكسدة الكربون العضوي بواسطة محلول برمنجنات البوتاسيوم.

٢- تقدير الحديدوز في الماء عن طريق الأكسدة بواسطة بيكرومات البوتاسيوم في وسط حمضي.

(٨,٨,٣) التقدير باستخدام أدلة الترسيب

ويتم تقدير المواد القابلة للترسيب بالتنقيط بواسطة المحلول المحتوي على المادة المرسبة وتعرف نهاية التفاعل بواسطة أدلة الترسيب ومن طرق التقدير بالترسيب.

(٨,٨,٣,١) طريقة موهر Mohr

تستعمل هذه الطريقة عندما يكون الوسط متعادلاً أو قلوي كما هو الحال في الماء حيث يعاير الكلوريد في الماء بواسطة محلول القوة من نترات الفضة حتى نهاية ترسيب الكلوريد على صورة كلوريد فضة ويستعمل دليل كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 في تحديد نهاية ترسيب الكلوريد ؛ لأن كرومات البوتاسيوم تتفاعل مع نترات الفضة وتعطي راسب أحمر طوي وهذا الراسب لا يتكون مادام في وسط التفاعل أيونات كلوريد ذائبة.

(٨,٨,٣,٢) طريقة فويهارد Volhard

تستعمل هذه الطريقة عندما يكون محلول الكلوريد حمضياً حيث يضاف إلى المحلول كمية من محلول نترات الفضة معلومة القوة بحيث تكفي ، وزيادة لترسيب الكلوريد ثم يرشح الراسب ويغسل ثم يتم تقدير الزيادة من نترات الفضة في الراشح وماء الغسيل بواسطة محلول معلوم القوة من ثيويانات الصوديوم في وجود دليل شب الحديد.

(٨,٨,٤) التحليل الكمي بالألوان

هذا النوع من التحليل يستعمل عندما توجد المادة في المحاليل بكميات ضئيلة جداً حيث يتعذر تقديرها حجماً أو وزنياً فتقدر لونياً لسهولة إجرائها وتقديرها.

والأساس لهذا التقدير مبني على أنه تنتج ألوان معينة في بعض التفاعلات الكيميائية ودرجة تركيز هذه الألوان تختلف حسب كمية المواد الداخلة في التفاعل حيث تتناسب طردياً معها.

ومن أمثلة هذه التقديرات في الماء هي :

(أ) تقدير الحديدك Fe^{+++} : حيث يؤخذ حجم معين من محلول الحديدك بالتركيز المناسب ويضاف إليه ١ سم^٣ حمض HCl مركز ثم يضاف ٥ مل محلول ثيوثيانات الأمونيوم ويقرأ اللون الأحمر.

(ب) تقدير الأمونيا NH_3 : بواسطة أناييب نسلر حيث تجهز ٩ أناييب ويضاف محلول متدرج في درجة اللون البرتقالي من إضافة محلول نسلر إلى المحلول النشادري القياسي وتوضع هذه الأناييب على حامل أناييب. ثم يضاف إلى المحلول المطلوب تقدير النشادر قليل من محلول نسلر ويرج ويضاف اللون الناتج بأناييب المجموعة التسعة وبذلك يمكن معرفة تركيز النشادر في المحلول.

(ج) تقدير الفوسفور P : بواسطة الطريقة اللونية باستخدام موليبيدات الأمونيوم الحمضية وإضافة حمض الأسكوربيك.

(د) تقدير البورون B : بواسطة الطريقة اللونية باستخدام دليل Azomethen-H

في وجود محلول منظم للبورون.

(٨,٩) كيفية التأكد من صحة التحليل

(٨,٩,١) حساب الكمية الكلية للأملاح الذاتية

$$TDS = 0.61 \times \text{alkalinity} + Na^+ + K^+ + Ca^{2+} + Mg^{2+} + Cl^- + SO_4^{2-} +$$

على صورة ملجم / لتر $SiO_2 + NO_3 + F^-$

(٨,٩,٢) الاتزان بين الكاتيونات والأيونات

عندما تكون الكاتيونات والأيونات محسوبة على صورة ملليمكافئ / لتر

يجب أن تكون متساوية (متوازنة) ويتم حساب نسبة الفرق بينهم كما يلي :

$$Difference \% = \frac{\sum Cations - \sum Anions}{\sum (Cations + Anions)} \times 100$$

(٨,١١).....

حدود الفرق بين مجموع الكاتيونات والأيونات المسموح بها

الفرق بين الكاتيونات والأيونات	مجموع الأيونات
$\pm 0,2$ ملليمكافئ / لتر	صفر - ٣ ملليمكافئ / لتر
± 2 ملليمكافئ / لتر	٣ - ١٠ ملليمكافئ / لتر
± 5 ملليمكافئ / لتر	١٠ - ٨٠٠ ملليمكافئ / لتر

ونسبة الفرق بينهما يجب ألا تزيد عن ٢٪ في الماء الذي يحتوي على ٢٥٠ - ١٠٠٠ ملجم / لتر.

أي تحليل تزيد نسبة الخطأ به عن ١٠٪ تكون النتيجة غير مقبولة.

(٨,١٠) العينات

يعتمد اختيار العينات لتحليل المياه على الهدف من التحليل ونوعه، فقد

يكون الهدف هو تقييم وتصنيف مياه الري من الآبار أو الجداول أو الأنهار أو غيرها أو

تحليل المياه للتعرف على مدى تلوثها في المناطق المختلفة.

(١، ١٠، ٨) اختيار مواقع جمع العينات

النجاح والفشل في تقييم تلوث الماء يعتمد بشكل كبير على التخطيط المعد مسبقاً لجمع العينات، الخطة يجب أن تشمل الموقع والأشواط المراد تحليلها، جدول زمني لمواعيد أخذ العينات. اختيار المواقع في الدرجة الأولى تقرر بناء على أهداف البرنامج، على سبيل المثال، فقد يكون الاهتمام بمحتوى الأكسجين في المسطح المائي بينما قد يكون الاهتمام بدراسة التأثيرات لمختلف المخلفات في النهر. كما يجب أن تحدد مواقع الجمع للتزود والإدراك الدقيق عن جودة المياه الموجودة، ويجب أن نتجنب عملية الجمع للمناطق البعيدة والمنفصلة حتى تبرز حاجة خاصة لذلك وتكون التسهيلات متوفرة وكافية.

تحديد مواقع جمع العينات من الممكن أن تساعد إعداد خرائط بها خطوط دالة على مستوى الارتفاع في المسطحات المائية وخرائط تحدد مواقع البحيرات وخرائط وصف أو رسم دقيق للأنهار، مثل هذه الخرائط لمعظم المسطحات المائية متوفرة لدى سلطات الري، الهندسة البيئية، البلدية أو الدفاع أو غيرها، وفي الوقت الحالي انتشر استخدام الأقمار الصناعية وبرامج الحاسب في تحديد مواقع العينات. إن الاختيار لمواقع الجمع الحقيقية في المسطحات المائية تعتمد على مواصفات هذا المسطح المائي، في البحيرة أو النهر العريض أو المجاري المائية والعديد من مواقع الجمع يجب أن يكون الاختيار من عدة زوايا. وإذا كان موقع أخذ العينة عميق أو طبقي فيجب أخذ ثلاثة عينات من الموقع الواحد، من السطح والقاع أو عينة من عمق ٠,٥ - ٠,٧ متر. في الجداول الضيقة والسريعة الحركة يجب أن يخلط الماء جانبياً وعمودياً تماماً ولذلك نحتاج لنقطة جمع واحدة عند كل موقع على طول الجدول. وفي الأنهار الملوثة عضوياً موقع واحد على الأقل يجب أن تؤخذ منه العينات وهو مكان دخول النفايات وأربعة مواقع

أخرى ممثلة بالمنطقة الملوثة حديثاً، منطقة التسمم، منطقة الاسترداد والمياه النظيفة أما في الآبار فيجب ترك مضخة البئر تعمل لمدة نصف ساعة على الأقل قبل أخذ العينات. مواقع إضافية من الممكن اختيارها اعتماداً على هدف المشروع والدعم المالي المتوفر. إذا كان من المعلوم أن المجرى المائي ملوثاً بمواد غير عضوية، فأخذ العينات من موقع أعلى وموقع أسفل نقطة التصريف تكون كافية. كما يجب أن يكون مواقع الجمع سهلة الوصول إليها، جسر غالباً ما يستخدم كموقع جيد للجمع، لأنه ينبغي أن تجمع العينات من مناطق مضطربة، أو مناطق ملوثة حديثاً. وتحدد المواقع بوضع عامود، أو إشارات طافية فوق الماء أو بوضع علامات على الأشجار.. إلخ. كما يمكن وضع بعض النقاط الإضافية التي تعتمد على ظروف الطبيعة الجغرافية لمختلف المواقع.

(٢، ١٠، ٨) أدوات جمع العينات

يتم جمع عينات المياه في قوارير مصنعه من البولي إيثيلين أو قوارير زجاجية ذات فوهة كبيرة ومزودة بغطاء محكم وتختلف أحجام القوارير المستخدمة في جمع العينات وفقاً لنوع التحليل وبعد الانتهاء من جمع العينات يتم حفظها بطريقة مناسبة تختلف باختلاف نوع التحليل، (الجدول ٢، ٨).

يراعى أثناء جمع العينات استخدام الجهاز المناسب وهو يختلف حسب مصدر المياه التي يتم أخذ العينات منها وهناك العديد من الأجهزة لجمع العينات سوف تذكر بإيجاز فيما يلي:

١- جهاز فون دورن (Von Dorn sampler): وهو من أكثر أجهزة جمع عينات الماء شيوعاً، ويمتاز الجهاز بأنه يمكن فتحه وغلقه وهو مغموراً في الماء وهذا الجهاز يستخدم عند جمع عينات الماء على أعماق مختلفة من مياه الجداول والأنهار والبحار، وهناك أجهزة أخرى استحدثت تعمل بنفس الفكرة مثل جهاز ناسكين (Niskin Sampler) وجهاز نانسين (Nansen Sampler) (خنفر، ١٤٢٧هـ).

- ٢- جهاز جمع عينات المياه العملي البسيط : وهو جهاز بسيط تم تصميمه بمختبر قسم علوم التربة يتكون من كوب من البولي إيثيلين سعة لتر يتم تثبيته بعمود من النحاس طوله متران بحيث يسهل الوصول إلى مجرى المياه في الجداول الضحلة والصغيرة ثم تجمع العينات في قوارير مناسبة وتغلق مباشرة وتحفظ وتنقل إلى المختبر.
- ٣- في حالة جمع عينات المياه من الآبار المثبت عليها مضخات لرفع المياه يتم جمع العينات مباشرة في القوارير مع مراعاة تشغيل المضخة قبل جمع العينات بمدة ٢٠ - ٣٠ دقيقة.

الجدول (٨، ٢). قائمة بالأوعية (القوارير) المستخدمة في جمع عينات المياه وأسلوب حفظ العينات. (محفر، ١٩٤٢٧).

العصر (التحليل)	حجم العينة (مليلتر)	نوع الوعاء	طريقة الحفظ	الوقت المسموح به للنقل إلى المختبر
الحموضة الكلية	١٠٠	P& G		٢٤ ساعة
القلوية	١٠٠	P& G	٤م	٢٤ ساعة
BOD	١٠٠٠	P& G	٤م	٦ ساعة
COD	٥٠	P& G	يحفظ في محلول حمض كبريتيك (pH>2)	مباشرة
الكلورين	٥٠٠	P& G	يحلل مباشرة	مباشرة
الكلوريد	٥٠	P& G	لا يلزم	٧ أيام
اللون	٥٠	P& G	٤م	٢٤ ساعة
السيانيد	٥٠٠	P& G	٤م وهيدروكسيد صوديوم (pH=12)	٢٤ ساعة
الأكسجين الذائب	٣٠٠	G	في الموقع	٦ ساعة
العسر	١٠٠	P& G	٤م	٧ يوم

تابع الجدول (٨،٢).

العنصر (التحليل)	حجم العينة (مليلتر)	نوع الرعاء	طريقة الحفظ	الوقت المسموح به للنقل إلى المختبر
العناصر الثقيلة	٢٠٠	P& G	حمض نيتريك (pH>2)	٦ أشهر
النشادر	٥٠٠	P& G	٤م حمض كبريتيك (pH>2)	٢٤ ساعة
النيتروجين	٣٠٠	P& G	٤م حمض كبريتيك (pH>2)	٧ يوم
النترات	١٠٠	P& G	٤م حمض كبريتيك (pH>2)	٢٤ ساعة
النيتريت	١٠٠	P& G	٤م حمض هيدروكلوريك (pH>2)	٢٤ ساعة
الزيوت والدهون	١٠٠٠	G	حمض هيدروكلوريك (pH>2)	٢٤ ساعة
الكربون العنصري	٥٠	P& G	٤م حمض كبريتيك (pH>2)	٢٤ ساعة
رقم الحموضة	١٠٠	P& G	في الموقع	مباشرة
الفوسفات	٥٠	P& G	٤م	٢٤ ساعة
التوصيل الكهربي	١٠٠	P& G	٤م	٢٤ ساعة
المواد الصلبة الذائبة	١٠٠	P& G	٤م	٧ يوم
الكبريتات	٥٠	P& G	٤م	٧ يوم
الكبريتيد	١٠٠	P& G	في الموقع	مباشرة
درجة الحرارة	١٠٠٠	P& G	في الموقع	مباشرة
العكارة	١٠٠	P& G	٤م	لاتنقل

بولي إيثيلين (P)، زجاج (G)

(٣، ١٠، ٨) الشروط الواجب مراعاتها عند جمع العينات

- ١- اتخاذ الاحتياطات اللازمة لحماية العينات ، ومصادرها وأجهزة الجمع من أي تلوث.
- ٢- يكون حجم العينة كاف لإجراء الاختبارات المطلوبة.
- ٣- تجمع العينات وتعبأ وتنقل وتعالج قبل إجراء الاختبارات بطريقة تحمي المكونات أو الخصائص التي يراد اختبارها من التغيير.
- ٤- تكون الأوعية المستعملة لجمع العينات مصنوعة من الزجاج المقاوم للتفاعلات الكيميائية أو من البلاستيك حسب نوع التحليل المطلوب وأن تكون نظيفة من الداخل والخارج.
- ٥- أن تكون سدادات أوعية العينات للاختبارات الكيميائية والطبيعية من الزجاج أو البلاستيك حسب نوع التحليل المطلوب.
- ٦- أن تكون أوعية جمع العينات للاختبارات الميكروبيولوجية وسداداتها معقمة لمنع تلوث العينات.
- ٧- تجمع العينات بعناية كبيرة والتأكد أنها تمثل المصدر المراد فحصه مع تجنب التلوث غير المقصود للعينة.
- ٨- البدء أولاً بجمع العينات الخاصة بالفحص الميكروبي.
- ٩- تملأ أوعية العينات حتى نهايتها عند جمع العينات للاختبارات الميكروبيولوجية.
- ١٠- الأكسجين الذائب وثاني أكسيد الكربون والقلوية ورقم الحموضة من التقديرات المتغيرة بمرور الوقت لذا يجب إجرائها مباشرة في الموقع.
- ١١- تؤخذ عينات الماء حسب الغرض من الدراسة ، فيجب تحديد المكان الذي أخذت منه بالمجرى والعمق الذي أخذت منه العينة وذلك بالنسبة لعينات ماء

الترع والصارف والبحيرات والأنهار. ولا تؤخذ العينات من الجوانب التي قد تكون بها سرعة التيار بطيئة.

١٢- عند أخذ عينات من مياه الآبار فيجب تشغيل البئر لمدة نصف ساعة قبل أخذ العينة. وفي حالة الآبار الجديدة فتؤخذ العينة بمجرد تشغيل البئر ثم على فترات لعدة ساعات بعد ضبط كمية التصريف المصممة عليها البئر.

١٣- زجاجة أخذ العينة يجب أن تكون نظيفة مع غسلها عدة مرات بماء المصدر نفسه المراد تحليله.

١٤- في حالة الرغبة في تقدير عنصر البورون يراعى أخذ العينات في زجاجة بلاستيك.

١٥- إذا لم يتمكن من تحليل عينة الماء فور وصولها للمعمل تحفظ بالثلاجة على درجة حرارة ٤م° وقد يضاف بضع نقط من الكلوروفورم.

١٦- يجب وضع علامة على زجاجة عينة الماء تحمل وصف تعريفى موجز عند جمع العينة. كما يمكن تسجيل معلومات إضافية يقوم بها جامع العينة حسب نموذج البيانات التالي :

أسم جامع العينة :

التاريخ :

الاسم و / أو المالك :

مصدر العينة : (جدول مائي ، قناة ري ، بركة ، بئر).

الموقع : (يرسم خريطة إذا كان ذلك ضرورياً لتوضيح الموقع أو مكان أخذ العينة بالضبط)

العمق :

الرائحة :

اللون :

الغرض من استخدام الماء :

نوع المحصول وحالته عند أخذ العينة.

نوع التربة وجودتها عند أخذ العينة.

(١١، ٨) أسئلة

س١: عن ماذا يعبر مقياس القلوية للماء وماهي أسباب القلوية في الماء؟

س٢: أي من هذه المياه أكثر حامضية ذات رقم حموضة ٣,٥ أم التي تحتوي على

٠,٠٥ ملجم أيون H^+ في اللتر؟

س٣: عرف حامضية الماء وأسباب حدوثها في المياه؟

س٤: عرف عسر الماء وأنواعه وأسباب حدوثه؟

س٥: حدد الآثار الضارة والنافعة لعسر الماء وكيفية التغلب عليها؟

س٦: نتائج تحليل عينة مياه كالاتي :

Na^+ = 23 ppm

Ca^{++} = 30 ppm

Mg^{++} = 12 ppm

Sr^{++} = 21.9 ppm

Cl^- = 45 ppm

SO_4^- = 48 ppm

$CaCO_3$ = 85 mg القلوية

١- ارسم مخطط خطي لعينة الماء.

٢- أوجد قيمة العسر الكلي والعسر الكربوني والغير كربوني.

٣- وضح الاتحادات الكيميائية المحتملة للأيونات الموجبة والسالبة في عينة

الماء.

(٨, ١٢) المراجع

- الزامل ، إبراهيم زامل ، الحجاجي ، محمد عبد العزيز ، الطمرة ، سعد عبد العزيز ،
بانة ، محمود محمد. الكيمياء التحليلية التحليل الحجمي والوزني. ١٤٢٥هـ. دار
الخريجي للنشر والتوزيع - الرياض - المملكة العربية السعودية.
خنفر ، عايد راضي. الطرق الكيميائية - الفيزيائية - الحيوية لدراسة المياه. ١٤٢٧هـ. دار
المؤيد - الرياض - المملكة العربية السعودية.
عبد الحافظ ، فتحي أحمد. الكيمياء التحليلية. ١٩٧٨م. مكتبة الأنجلو المصرية - القاهرة
- جمهورية مصر العربية.