الفصل الأول

الأسس النظرية والعملية للتحاليل الكيميائية

الفصل الأول

الأسس النظرية والعملية للتحاليل الكيميائية

أهداف التدريب (التعلم):

بانتهاء التدريب على أعمال هذا الفصل ينبغى أن يكون المتدرب قادراً على أن:

- يعبر عن نتائج التحاليل الكيميائية بالوحدات الفيزيائية والكيميائية المناسبة.
- يعرف العيارية والمولارية واستخداماتها.
- يشرح كيفية تحضير المحاليل العيارية وخصائص المواد التى تستخدم فى ذلك.
- يذكر الطرق المختلفة التى تستعمل لخلط المحاليل والطريقة الصحيحة لقراءة الماصات والسحاحات والمخابير المدرجة.
- يعرف الأدلة وما هى فائدتها ويشرح معنى خطأ الدليل.
- يعرف المحاليل المنظمة واستخداماتها وكيفية تحديد كميات الأحماض والأملاح اللازمة لتحضير المحلول المنظم.
- يحدد بعض العلاقات المستخدمة فى التحليل الحجمى والطيفى والجهدى والتحليل بالتوصيل الكهربى.

طرق التعبير عن نتائـج التحاليل

يعبر عن نتائج التحاليل الكيميائية لأنواع المياه المختلفة بوحدات فيزيائية وكيميائية، ويبين الجدول رقم (١-١) بعض هذه الطرق.

والجدير بالذكر بأنه وحدة الأوزان هى الجرام ووحدة الحجوم هى اللتر ويبين الجدول رقم (١-٢) الوحدات الوزنية المستخدمة والتى تقل عن الجرام.

وتعبر نسبة الكتلة إلى الحجوم عن التركيز، فمثلاً المليجرام فى اللتر هو جزء فى المليون (ppm) وهو نفسه الميكروجرام فى الميللتر الواحد، والميكروجرام المذاب فى لتر هو جزء من البليون (ppb) وهو نفسه النانوجرام فى الميللتر الواحد.

جدول رقم (١-١)
طرق التعبير عن التركيز ووحداتها

الأساس	العلاقة	وحدة التعبير
وزن وحدة الحجم	ملليجرام/ لتر من المحلول	ملليجرام/ لتر (mg/L)
	جرام/ لتر من المحلول	جرام/ لتر (g/L)
نسبة الوزن	ملليجرام/ كيلوجرام أو لتر من المحلول	جزء فى المليون (ppm)
نسبة حجم	ميلليلتر/ لتر من المحلول	ملليلتر/ لتر (ml/L)
الكثافة	كتلة المحلول/ وحدة الحجم	جرام/ ملليلتر (g/ml)
النسبة المئوية وزناً	وزن المذاب × ١٠٠/ وزن المذاب + وزن المذيب	% وزناً (%wt)
النسبة المئوية حجماً	حجم المذاب × ١٠٠/ وزن المذاب + وزن المذيب	حجم% (Vol %)
العيارية	وزن مكافئ جرامى من المذاب/ لتر من المحلول	ع (N)
المولارية	الوزن الجزئي الجرامى للمذاب/ لتر من المحلول	مولاري (M)
المولالية	الوزن الجزئي الجرامى للمذاب/ كيلوجرام من المحلول	مولالى (L)
الكسر المولى	عدد جزيئات المكون (أ) الجرامية/ عدد جزيئات جميع المكونات الجرامية	نسبة

جدول رقم (١-٢)
وحدات الوزن المستخدمة الأصغر من الجرام، وقيمتها ورمزها

الوحدة	القيمة بالجرام	الرمز
ملليجرام	$١٠^{-٣}$	(mg)
ميكروجرام	$١٠^{-٦}$	(μg)
نانوجرام	$١٠^{-٩}$	(ng)
بيكوجرام	$١٠^{-١٢}$	(pg)
فمتوجرام	$١٠^{-١٥}$	(fg)
أوتوجرام	١٠^{-18}	(ag)
زبتوجرام	$١٠^{-٢٤}$	(zg)

وتسجل نتائج الاختبارات الكيميائية والفيزيائية عادة بالميلليجرام/ لتر، وإذا كانت النتائج أقل من ٠.١ ملليجرام/ لتر فإنه من الأفضل التعبير عنها بالميكروجرام/ لتر، وإذا كانت النتائج أكبر من ١٠.٠٠٠ ملليجرام/ لتر فإنه من الأفضل التعبير عنها بالنسبة المئوية (%) حيث أن كل ١% يعادل ١٠.٠٠٠ ملليجرام/ لتر.

العيارية والمولارية تستخدم العيارية والمولارية عادة للتعبير عن تحضير المحاليل القياسية، فالعيارية هى عدد المكافئات الجرامية من المادة فى لتر من المذيب، والوزن المكافئ الجرامى من المادة يساوى (الوزن الجزيئ الجرامى/ س) حيث (س) تعتمد على طبيعة المادة (حمض – قلوى – مادة مؤكسدة – مادة مختزلة .... إلخ)، ففى حالة الأحماض فإن (س) = عدد ذرات الأيدروجين البدول فى الحامض.

مثال:
الوزن المكافئ الجرامى لحمض الأيدروكلوريك = ٣٦.٥ ÷ ١ = ٣٦.٥ جرام
الوزن المكافئ الجرامى لحمض االكبريتيك = ٩٨ ÷ ٢ = ٤٩ جرام
الوزن المكافئ الجرامى لحمض الفوسفوريك = ٩٨ ÷ ٣ = ٣٢.٧ جرام

حيث ١ و ٢ و ٣ هى أعداد ذرات الأيدروجين البدول فى هذه الأحماض على الترتيب.

وفى حالة القلويات والقواعد فإن (س) = عدد المكافئات من الحمض التى يتفاعل معها.

الوزن المكافئ الجرامى لهيدروكسيد الصوديوم = ٤٠ / ١
الوزن المكافئ الجرامى لكربونات الصوديوم = ٤٠ / ٢

حيث ١ و ٢ هى عدد المكافئات من الحمض التى تتفاعل مع وزن جزىء واحد من المادتين على الترتيب:

$NaOH + HCl = NaCl + H_2O$

$Na_2CO_3 + 2\ HCl = 2\ NaCl + H_2O + CO_2$

وفى حالة المواد المؤكسدة أو المختزلة فإن (س) = التغير فى رقم التأكسد (عدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة فى التفاعل).

مثال:
الوزن المكافئ الجرامى لبرمنجنات البوتاسيوم فى الوسط الحامض = الوزن الجزيئى الجرامى لبرمنجنات البوتاسيوم ÷ ٥

وحيث أن رقم التأكسد لعنصر المنجنيز فى الصورة المؤكسدة = ٧ وفى الصورة المختزلة = ٢ فالتغير = ٧ – ٢ = ٥

$MnO_4- = Mn_2+$

وفى الوسط القاعدى فإن التغير فى رقم التأكسد لعنصر المنجنيز ٧ – ٤ = ٣

$MnO_4- = MnO_2$

وبنفس الطريقة فإن التغير فى رقم التأكسد لمادة مؤكسدة أو مختزلة يمكن حسابها بمعرفة الصورة المؤكسدة والصورة المختزلة كما هو مبين فى الجدول رقم (١-٣).

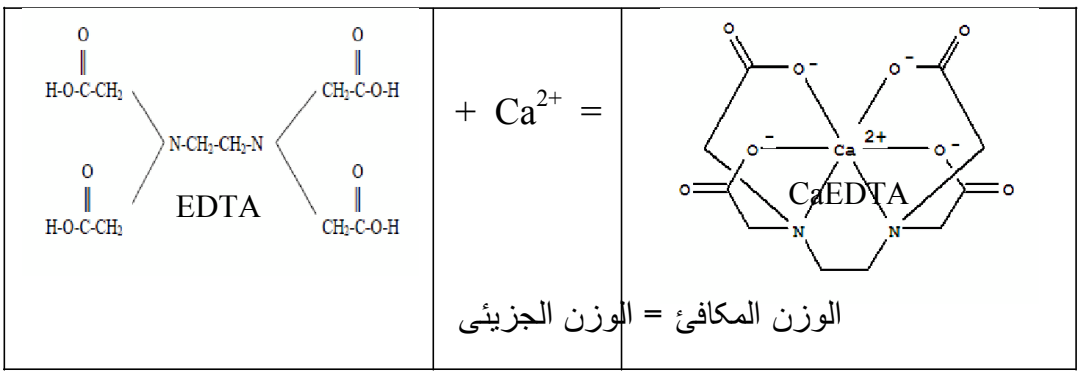
جدول رقم (١-٣)
التغير فى رقم التأكسد لبعض المواد

الصورة المؤكسدة	الصورة المختزلة	التغير فى رقم التأكسد
Fe^{3+}	Fe^{2+}	1
Sn^{4+}	Sn^{2+}	2
$Cr_2O_7^{2-}$	$2\ Cr^{3+}$	6
As^{5+}	As^{3+}	2
I_2	$2I^-$	2
$S_4O_6^{2-}$	$2S_2O_3^{2-}$	1
IO_3^-	I^-	6
$Mn^{7+}(OH^-)$	Mn^{4+}	3
$Mn^{7+}(H^+)$	Mn^{2+}	5
Ce^{4+}	Ce^{3+}	1
OCl^-	Cl^-	2

وفى حالة المواد المستخدمة فى تفاعلات الترسيب أو تكوين المتراكبات فان الوزن المكافئ يساوى الوزن الذى يتفاعل مع أو يعطى أيون موجب واحد أحادى التكافؤ أو نصف أيون ثنائى التكافؤ.

مثال:

$Ag^+ + Cl^- = AgCl$



والمعروف أن المواد الكيميائية تتفاعل مع بعضها بنسبة أوزانها المكافئة (مكافئ مع مكافئ).

(N X V = N' X V')

وبما أن:

العيارى (ع) = مكافئ/ لتر= مللى مكافئ/ ملليلتر (١)

وحيث أن المكافئ = الوزن بالجرام/ الوزن المكافئ (٢)

فإن الميللى المكافئ = الوزن بالميلليجرام/ الوزن المكافئ (٣)

وعليه فإن ع = الوزن بالملليجرام/ (الوزن المكافئ × ملليلتر) (٤)

أى أن:

(mg/ equivalent weight = N X V)

تحضير المحاليل العيارية

لتحضير محاليل قياسية تستخدم مواد تتميز بالخصائص الآتية والتى إذا توافرت يكون المحلول المحضر محلول قياسى أولى:

١. درجة عالية من النقاوة وخالية من الشوائب.
٢. يتطابق الرمز الكيميائى مع تركيبها فعدد جزيئات ماء التبلر مثلا يجب تطابقة مع الرمز الكيميائى.
٣. ذو تركيب كيميائي ثابت.
٤. ذو وزن مكافئ مرتفع.

ويحسب الوزن المكافئ للمادة ويوزن القدر المطلوب للحجم المراد تحضيره ويذاب فى قارورة عيارية محددة الحجم وتستخدم مباشرة.

ومن أمثلة هذه المواد: حمض الأكساليك، وكربونات الصوديوم، وفثلات البوتاسيوم الأيدروجينية، وثانى كرومات البوتاسيوم ويودات البوتاسيوم.

ولا يمكن تحضير محاليل قياسية أولية من بعض المواد الأخرى التى لا ينطبق عليها المتطلبات السابقة ويجب بعد تحضيرها إجراء معايرة لها لتحديد تركيزها الحقيقى. وعلى سبيل المثال عند تحضير محلول من أحماض

الهيدروكلوريك والكبريتيك والنيتريك والفوسفوريك وأيدروكسيد الصوديوم وبرمنجنات البوتاسيوم يلزم إجراء معايرة لها بعد التحضير لمعرفة العيارية الحقيقية الدقيقة لها حيث أن هذه المواد ليست مواد قياسية أولية.

وعند تحضير محاليل من الأحماض السائلة لا توزن الكميات المطلوبة بل تؤخذ الحجوم المناظرة. وفى هذه الحالة يجب معرفة نسبة الحمض وكثافته.

مثال:
كيف تحضر ٢٥٠ ميلليلتر من حمض أيدروكلوريك ٠.١ عيارى (كثافة الحمض ١.١٤ جم/ ملليلتر ونسبة الحمض المئوية ٢٨.١٨%) الوزن المكافئ للحمض ٣٦.٥.

لتحضير ٢٥٠ ميلليلتر من محلول ٠.١ عيارى يلزم ٣٦.٥ × ٠.١ × ٢٥٠ ÷ ١٠٠٠ = ٠.٩١٢٥ جم

ونظرًا لعدم سهولة وزن أحماض سائلة وتأثيرها على تآكل مكونات الميزان تحول هذه القيمة إلى حجم يسهل قياسه ونقله باستخدام الماصات، وعليه فإن ٠.٩١٢٥ جم تكافئ ٠.٩١٢٥ ÷ ١.١٤ = ٠.٨٠٠ ميلليلتر إذا كان محلول الحمض بتركيز ١٠٠ %، نظرًا لأن تركيز الحمض ٢٨.١٨ % فيكون
و
الحجم اللازم = ٠.٨ × ١٠٠ ÷ ٢٨.١٨ = ٢.٨٤ مليليتر، وبذلك فإن إذابة ٢.٨٤ ملليلتر من الحامض المركز فى قارورة عيارية سعتها ٢٥٠ ميلليلتر وتكملة الحجم حتى العلامة يعطى محلول عياريته ٠.١ تقريبًا ويجب معايرة المحلول لتحديد عياريته على وجه الدقة. عيارى

ويمكن استخدام العلاقة الآتية لمعرفة الحجوم اللازمة من الأحماض المركزة لتحضير محاليل عيارية:

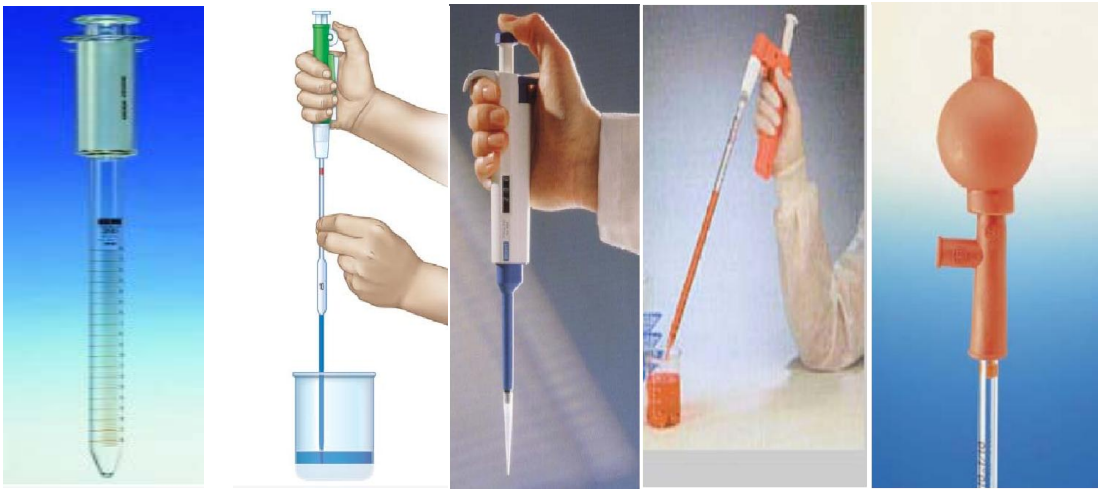
الحجم المطلوب = (الوزن المكافئ للحمض × العيارية المطلوبة × الحجم المطلوب) ÷ (١٠ × كثافة الحمض × نسبة تركيز الحمض).

وتنقل الحجوم من الأحماض أو القلويات أو المواد القياسية أو المطلوب معايرتها باستخدام الماصات.

استخدام الماصات

تستخدم الماصات فى نقل وقياس حجوم مختلفة من المحاليل القياسية أو محاليل المواد المراد تقديرها، والماصات الزجاجية عبارة عن أنبوبة زجاجية ذات طرف مسحوب وقد تكون مدرجة إلى حجوم مختلفة، أو غير مدرجة ذات انتفاخ بسعة واحدة، أو متغيرة الحجوم، كما هو موضح بالشكل رقم (١-١)، ولا يجب ملئها بواسطة الفم أو تفريغها بالنفخ بل يلزم استخدام وسائل آمنة مثل المضخات المطاطية أو المكابس أو الساحبات الأوتوماتيكية كما هو موضح بالشكل رقم (١-٢). ويجب تنظيف الماصات بغسلها بالمنظفات الصناعية والماء المقطر والاحتفاظ بها فى وضع رأسى، كما يجب معايرتها بصورة دورية بالطرق القياسية.

شكل رقم (١-١)
بعض أنواع الماصات المستخدمة فى التحاليل



شكل رقم (١-٢)
بعض وسائل ملء وتفريغ الماصات

خلط المحاليل

هناك ثلاثة طرق لخلط المحاليل وتخفيفها:

الطريقة الأولى:

وفيها تغطى العبوة وتمسك فى وضع رأسى وتقلب وتعاد لوضعها الأصلى وتكرر العملية عدة مرات.

الطريقة الثانية:

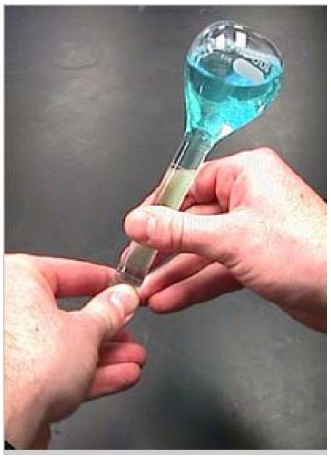
وتستخدم مع القوارير العيارية وفيها يمسك عنق القارورة وغطاؤها بيد والانتفاخ أو باقى القارورة باليد الأخرى وتقلب برجها دورانيا وسريعا فى الاتجاهين المتعاكسين.

الطريقة الثالثة:

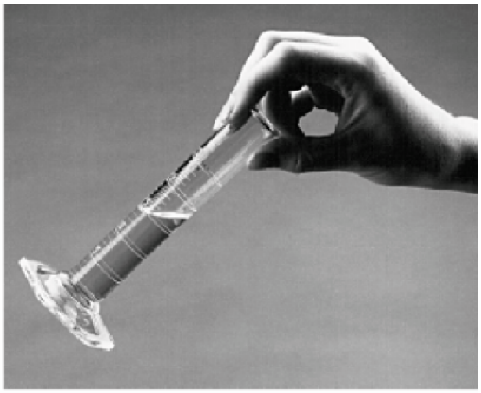
وتستخدم لرج وخلط المحاليل فى المخابير أو دوارق المعايرة حيث يمسك طرف المخبار أو الدورق بأطراف ثلاثة أصابع بحيث تميل بزاوية ٤٥ درجة وتحرك حركة دائرية.

ويوضح الشكل رقم (١-٣) الطرق المختلفة لخلط المحاليل.

الطريقة الأولى لخلط المحاليل



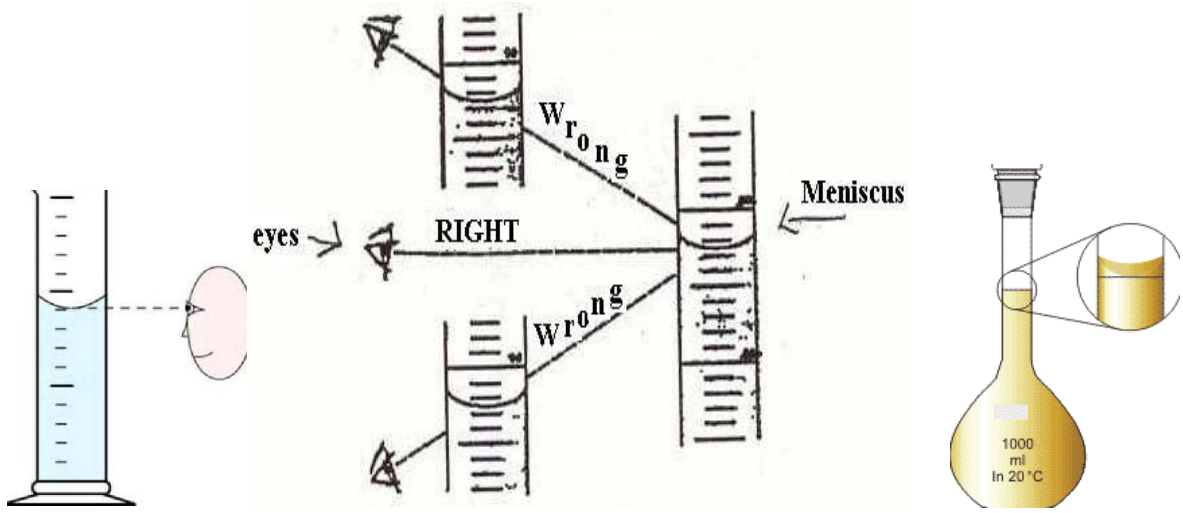
الطريقة الثانية لخلط المحاليل



الطريقة الثالثة لخلط المحاليل

شكل رقم (١-٣)
طرق خلط المحاليل

وعند قراءة الماصات والسحاحات والمخابير المدرجة يراعى أن يكون مستوى العين على استقامة القراءة كما هو مبين بالشكل رقم (١-٤).



شكل رقم (١-٤)

الطريقة الصحيحة لقراءة الماصات والسحاحات والمخابير المدرجة

الأدلة Indicators

تنقسم التفاعلات المستخدمة فى التحاليل الحجمية إلى عدة أنواع:

١. تفاعلات التعادل.
٢. تفاعلات الأكسدة والاختزال.
٣. تفاعلات الترسيب.
٤. تفاعلات تكوين المتراكبات.

ويلزم لتقدير المادة إدخالها فى أحد هذه التفاعلات وذلك حسب طبيعتها بمعايرتها مع محلول قياسى معلوم التركيز وإيجاد تركيز المادة المجهولة، وبمعرفة حجم وتركيز المحلول العيارى المستخدم مع حجم معلوم من المادة المجهولة يمكن إيجاد تركيز المادة مجهولة التركيز، ويلزم لذلك استخدام أدلة أو مستشعرات لتحديد نقطة التكافؤ أو نهاية التفاعل.

والأدلة هى مركبات معظمها عضوية وقليل منها غير عضوية تغير لونها بتغير الوسط (من حمضى إلى قاعدى وبالعكس، ومن مؤكسد إلى مختزل وبالعكس، ومن الصورة الحرة إلى الصورة التى يتكون فيها متراكبات).

ونظرًا لأن الدليل لا يغير لونه عند نقطة التكافؤ فى تفاعلات التعادل أو الأكسدة والاختزال أو الترسيب أو تكوين المتراكبات بالضبط بل يتم تغير اللون عند نقطة قريبة منها، فإن ذلك يؤدى إلى حدوث خطأ يعرف بخطأ الدليل.

خطأ الدليل
Indicator Error

عند معايرة حمض الأيدروكلوريك ٠.١ عيارى مع أيدروكسيد الصوديوم عيارى ٠.١ مثلاً يتكون كلوريد الصوديوم عند نهاية المعايرة ويكون الرقم الأيدروجينى للمحلول يساوى ٧، فإذا استخدم دليل الميثيل البرتقالى الذى يتغير لونه عند رقم أيدروجينى ٤ فإن الوسط سوف يحتوى على زيادة من الحمض عن الكمية المكافئة ويكون خطأ الدليل:

الخطأ % (لأيون الهيدروجين) =

$$(10\text{-}4 \times 2V_1 / 10\text{-}1 \times V_1) \times 100 = -0.2\ \%$$

حيث V_2, V_1 هما حجم المحلول المعاير قبل المعايرة وبعدها وعند استخدام دليل الفينولفثالين الذى يغير لونه عند رقم أيدروجينى ٩ فإن الوسط سوف يحتوى على زيادة من القلوى عن الكمية المكافئة ويكون خطأ الدليل:

الخطأ % (لأيون الهيدروكسيل) =

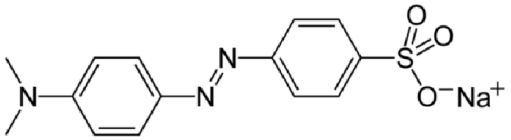
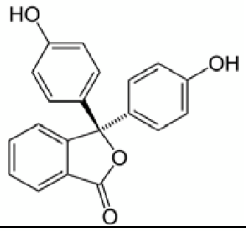
$$[\ 10\text{-}(14\text{-}9) \times 2V_1 / 10\text{-}2 \times V_1\ ] \times 100 = +0.02\ \%$$

وبذلك يفضل استخدام دليل الفينولفثالين فى هذه الحالة نظرًا لصغر الخطأ.

ويعرض الجدول رقم (١-٤) بعض الأدلة المستخدمة فى تفاعلات التعادل بينما يعرض الجدول رقم (١-٥) بعض أدلة التلألؤ المستخدمة فى تفاعلات التعادل فى حين يعرض الجدول رقم (١-٦) بعض الأدلة المستخدمة فى تفاعلات الأكسدة والإختزال كما يعرض الجدول رقم (١-٧) بعض ادلة الادمصاص المستخدمة فى تفاعلات الترسيب.

جدول رقم (١-٤)

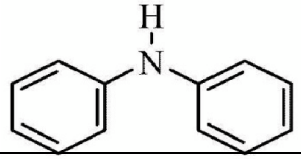
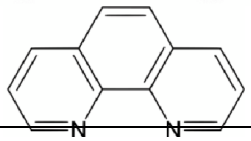
بعض الأدلة المستخدمة فى تفاعلات التعادل

الدليل	مدى pH	اللون فى الوسط الحامضى	اللون فى الوسط القاعدى
Crystal violet	0.1 – 2.0	أصفر	أزرق
Thymol Blue	1.2-2.8	أحمر	أصفر
Methyl yellow	2.9-4.0	أحمر	أصفر
Methyl orange	3.1-4.4	أحمر	برتقالى
Bromphenol blue	3.0-4.6	أصفر	بنفسجى
Bromcresol green	4.0-5.6	أصفر	أزرق
Methyl red	4.4-6.2	أحمر	أصفر
Bromcresol purple	5.2-6.8	أصفر	قرمزى
Bromphenol blue	6.2-7.6	أصفر	أزرق
Thymol blue	8.0-9.6	أصفر	أزرق
Phenolphthalein	8.0-10.0	لا لون	أحمر
Crystal violet	0.1 – 2.0	أصفر	أزرق
Methyl orange			
Phenolphthalein			

جدول رقم (١-٥)
بعض أدلة التلألؤ المستخدمة فى تفاعلات التعادل

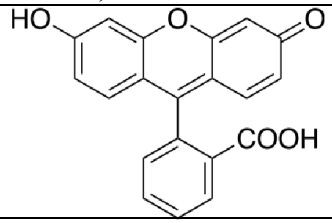
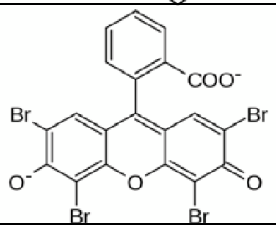
الدليل	مدى pH	اللون فى الوسط الحامضى	اللون فى الوسط القلوى
2-Naphthol -3,6-disulfonic acid	8.5 – 9.5	لا لون	أزرق متلألئ
Chromotropic acid	3.5 – 4.5	لا لون	أزرق
Naphthionic acid	12.0 – 13.0	زرق	أخضر
Salicylic acid	2.5 – 3.5	لا لون	أزرق
Eosin B	10.0 – 14.0	لا لون	أصفر مخضر متلألئ
Eosin Y	1.0 – 3.5	أحمر مصفر	أخضر مصفر
Fluoroscein sodium	4.0 – 4.5	لا لون	أخضر

جدول رقم (١-٦)
بعض الأدلة المستخدمة فى تفاعلات الاكسدة والإختزال

الدليل	جهد التأكسد		اللون فى الوسط المؤكسد	اللون فى الوسط المختزل
	pH = 0	pH = 7		
Neutral red	+0.24	-0,29	بنفسجى محمر	لا لون
Safranine	+0.24	-0.29	بنفسجى مزرق	لا لون
Indigo carmine	+0.29	-0.11	أزرق	أصفر
Methylene blue	+0.53	+0.01	أزرق	لا لون
2,6-Dichloroindophenol	+0.67	+0.23	أزرق	لا لون
Diphenylamine	+0.76	-	بنفسجى مزرق	لا لون
o-Phenanthroline	+1.14	+1.06	أزرق	برتقالى محمر
Diphenylamine				
o-Phenanthroline				

جدول رقم (١-٧)

بعض أدلة الادمصاص المستخدمة فى تفاعلات الترسيب

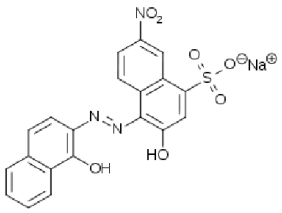
الإستخدام فى تقدير	الدليل
Bromids, iodides	Eosine B
Bromine, peroxide	Fluorescein acid
Chloride , bromide, iodide	Fluorescein sodium
Nitrates	Alizarin saturated
Br omide , chloride	Bromophenol blue
	Fluorescein
	Eosin Y Eosin B (NO2 instead of Br)

بعض الأدلة المستخدمة فى المعايرة باستخدام تفاعلات الترسيب:

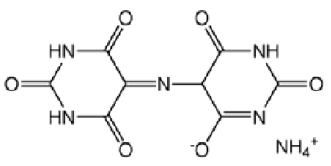
- Sodium alizarinsulfonate
- Bromophenol blue
- Bromophenol blue sodium salt
- Ferric ammonium sulfate
- Potassium chromate

بعض الأدلة المستخدمة فى المعايرة باستخدام تفاعلات تكوين المتراكبات:

- Eriochrome black T
- Murexide
- Morin
- Eriochromocyanine
- Hematoxylin
- Sym.Diphenylcarbazide
- Xylenol Orange



Eriochrome black T



Murexide

المحاليل المنظمة
Buffer Solutions

هى محاليل لها القدرة على مقاومة التغير فى الرقم الأيدروجينى للمحاليل عند إضافة حجوم صغيرة من الأحماض أو القلويات مما يحافظ على ثبات الرقم الأيدروجينى، والمحلول المنظم يتكون من مخلوط من حمض ضعيف واحد أملاحه بتركيز محدد ويمكن استخدام العلاقة الآتية فى تحديد كمية الحمض وملحه اللازمة لتحضير محلول منظم ذو رقم أيدروجينى معين.

$$pH = pKa + \log [A^-]/[HA]$$

حيث:

pKa هى ثابت تأين الحمض.

[AH] تركيز الحامض.

[A-] تركيز ملح الحمض.

ومن المحاليل المنظمة شيوعًا محاليل الخلات والفوسفات والسترات أكثر

والبورات والكربونات.

ويوضح الجدول رقم (١-٨) ثابت تأين بعض الأحماض الضعيفة المستخدمة فى تحضير بعض المحاليل المنظمة شائعة الإستخدام، ويوضح الجدول رقم (١-٩) ثابت تأين بعض القلويات والقواعد الضعيفة المستخدمة فى تحضير بعض المحاليل المنظمة شائعة الإستخدام.

جدول رقم (١-٨)
ثابت تأين بعض الأحماض الضعيفة المستخدمة
فى تحضير بعض المحاليل المنظمة شائعة الاستخدام

الحمض	ثابت التأين pKa	Ka
Acetic acid	4.75	1.75×10^{-5}
Phoshoric acid	2.12 7.20 12.32	7.54×10^{-3} 6.23×10^{-8} 4.78×10^{-13}
Carbonic acid	6.35 10.25	4.47×10^{-7} 5.62×10^{-11}
Citric acid	3.1 4.7 6.4	8.7×10^{-4} 1.8×10^{-5} 3.9×10^{-7}
Boric acid	9.24	5.8×10^{-10}
Oxalic acid	1.30 4.29	5.01×10^{-2} 5.13×10^{-5}

جدول رقم (١-٩)
ثابت تأين بعض القلويات والقواعد الضعيفة المستخدمة
فى تحضير بعض المحاليل المنظمة شائعة الاستخدام

القلوى او القاعدى	ثابت التأين pK_b	K_b
Ammonia	4.76	$1.75x10^{-5}$
Pyridine	8.97	$1.07x10^{-9}$
Hydroxylamine	8.18	$6.6x10^{-9}$
Triethylamine	3.18	$6.53x10^{-9}$

الرقم الأيدروجينى للأحماض والقلويات القوية والضعيفة

يعرف الرقم الأيدروجينى بأنه يساوى: pH = -log [H+] وتركيز الأيدروجين يعبر عنه بالمولر، والأحماض القوية مثل الأيدروكلوريك والكبريتيك والنيتريك تتأين تأينا كاملا ويكون تركيز الحمض بالمولر هو نفسه تركيز أيون الأيدروجين.

وعليه فإن محلول حامض أيدروكلوريك تركيزة ٢×١٠^{-٣} مولار يكون رقمه الأيدروجينى كما يلى:

$[H+] = 2.0 \times 10^{-3}$ M
$pH = -\log (2.0x10^{-3})$
$= 3 - \log 2.0$
$= 3 - 0.3 = 2.70$

ويمكن أيضًا حساب الرقم الأيدروجينى للقلويات القوية كاملة التأين بنفس الطريقة مع الأخذ فى الاعتبار أن:

$pH + pOH = 14.00$

ولحساب الرقم الأيدروجينى لمحلول هيدروكسيد صوديوم بتركيز ٢×١٠^{-٣} فإن:

$[pOH] = 2.0 \times 10^{-3}$ M
$[pOH] = -\log (2.0x10^{-3})$
$= 3 - \log 2.0$
$= 3 - 0.3 = 2.70$
$pH = 14.00 - 2.7 = 11.3$

أما الأحماض والقلويات الضعيفة مثل حمض الخليك والأمونيا فتحسب أرقامها الأيدروجينية على النحو التالى:

حمض الخليك :

$HA = H^+ + A^-$
$HA-x \quad x \quad x$
$K = [x]\,[x]/[HA-x]$

الأمونيا:

$A\text{-}OH = A^+ + OH^-$
$A\text{-}OH - x \quad x \quad x$
$K = [x]\,[x]/[A\text{-}OH\text{-}x]$

حيث x هى مقدار ما يتفكك من الحمض أو القلوى وهى كمية ضئيلة، وكذلك فإن تركيز أيون الأيدروجين أو الهيدروكسيل يساوى أيون الحمض أو القاعدة على الترتيب، نظرًا لأن ثابت تفكك حمض الخليك يساوى ثابت تفكك و
الأمونيا كما هو مبين من الجدولين السابقين وهو 1.75×10^{-5} فتكون العلاقة على النحو التالى:

$K = [x]^2/[HA-x] = 1.75 \times 10^{-5}$
$K = [x]^2/[AOH-x] = 1.75 \times 10^{-5}$

ولحساب الرقم الأيدروجينى لمحلول حمض الخليك ومحلول أمونيا تركيز كل منهما 1.00×10^{-3} M فإن:

$1.75 \times 10^{-5} = x^2 / 1.00 \times 10^{-3}$
$x = 1.32 \times 10^{-4}$ M [H or OH]

ويكون الرقم الأيدروجينى لحمض الخليك هو:

$pH = -\log 1.32 \times 10^{-4} = 3.88$

أما بالنسبة للأمونيا فان

$pOH = -\log 1.32 \times 10^{-4} = 3.88$

وبذلك فالرقم الأيدروجينى للآمونيا هو:

$pH = 14.00 - 3.88 = 10.12$

بعض العلاقات الرياضية فى التحاليل الكيميائية

نعرض فيما يلى بعض العلاقات المستخدمة فى التحاليل الكيميائية الآتية: التحليل الحجمى، والتحليل الطيفى، والتحليل الجهدى، والتحليل بالتوصيل الكهربي.

التحليل الحجمى Volumetric analysis

$$N \times V = N` \times V`$$
$$mg = Eq.wt \times N \times V$$

حيث:

N و V هما العيارية والحجم.

Eq.wt هو الوزن المكافئ.

mg هو الكتلة بالميللجرامات.

التحليل الطيفى Spectrophotometric analysis

$$A = \varepsilon \times C \times L$$

$$mg/\ ml = \frac{A \times MW}{L \times \varepsilon}$$

$$A = 2\text{-}\log (\%T)$$

حيث:

A = كثافة الامتصاص.

ε = الامتصاص الجزئى Molar absorpitivity

C = التركيز الجزيئي.

L = طول مسار الضوء فى الخلية المستخدمة.

MW = الوزن الجزيئي.

mg/ml = التركيز بالملليجرامات فى الملليلتر الواحد.

%T = النسبة المئوية للعتامة المقاسة.

التحليل الجهدى Potentiometric analysis

$$E = E^{o} \pm \frac{RT}{nF} \log C$$
$$E = E^{o} \pm S \log C$$

حيث:

E = القوة الدافعة الكهربية للخلية.

E^o = جهد القطب القياسي.

R = ثابت الغازات.

T = درجة الحرارة المطلقة.

n = عدد الإليكترونات المفقودة أو المكتسبة.

F = معامل فراداي.

C = التركيز

التحليل بالتوصيل الكهربى Conductometric analysis

$$G = \frac{1}{R} = K\frac{A}{L}$$

$$A = 1000\ \frac{K}{C}$$

حيث:

G = هو التوصيل الكهربى Cconductance

R = المقاومة.

A = مساحة المقطع.

L = طول الموصل.

A = التوصيل المكافئ Equivalent conductance

S = التوصيل النوعى Specific conductance

C = التركيز (مكافئ لكل سم^3).