

التحليل الكيميائي

الكيمياء التحليلية:

هي فرع من علم الكيمياء يهتم بالتقدير الكمي و النوعي للعناصر أو المركبات المكونة للمادة المراد تحليلها. و ينقسم هذا الفرع إلى نوعين رئيسيين لكل منهما أساليبه المختلفة التي يمكن إستخدامها بحسب أنواعها و أهميتها. هذان النوعين هما:

1. التحليل النوعي أو الوصفي (Qualitative Analysis):

هو مجموعة العمليات التي يتم فيها الكشف عن تركيب المواد أو المركبات أو العناصر الداخلة في تركيب مادة معينة أو خليط من المواد سواء أكانت في الحالة الصلبة أو محلول في مذيب معين و لا يتعرض هذا التحليل إطلاقاً إلى كميات هذه المكونات. و ينقسم هذا النوع من التحليل إلى فرعين رئيسيين هما:

أولاً: التحليل النوعي للمركبات غير العضوية:

في هذا النوع يتم الكشف عن وجود أو عدم وجود كاتيونات أو أنيونات لأملاح بسيطة أو خليط من الأملاح (مثلاً في سبيكة أو مركب كيميائي) و يعتمد هذا النوع من التحاليل على التفاعل الكيميائي و كذلك على اختبارات اللهب.

ثانياً: تحليل المركبات العضوية:

هنا يتم الكشف عن الكربون و الهاليدات و الكبريت و النيتروجين .. الخ كما يهدف إلى التعرف على الجزئيات أو المركبات العضوية الموجودة في العينة.

ثانياً: التحليل الكمي (Quantitative Analysis):

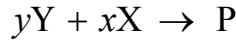
يبحث هذا النوع في تقدير كميات المكونات أو العناصر الداخلة في تركيب المركب الكيميائي أو الخليط. و في المعتاد فإن التحليل النوعي لمادة مجهولة التركيب يسبق عادة التحليل الكمي لها، لأنه لا يجوز تقدير مادة معينة تقديرًا كميًا ما لم يتأكد من وجودها وصفيًا. هناك نوعين رئيسيين للتحليل الكمي و هما:

• التحليل الكمي الكيميائي Quantitative Chemical Analysis

• التحليل الكمي الألي Quantitative Instrumental Analysis

أولاً: التحليل الكمي الكيميائي Quantitative Chemical Analysis

يعتمد هذا النوع من التحليل علي التفاعل الكيميائي التالي :



حيث Y هي المادة المعلومة التركيز و المسماة بالكاشف (Reagent)

• X هي المادة المجهولة التركيز و المراد تقديرها

• P النواتج

فإذا تم تقدير تركيز X مستخدماً حجم الكاشف (عند نقطة النهاية) و تركيزه و حجم المجهول فيسمي

هذا النوع من التحاليل بالتحليل الحجمي Volumetric Analysis .

و إذا كانت دالة التحليل هي الوزن أي يتم تقدير نسبة X في الصيغة الموزونة لنتائج P، فإننا نكون

في مجال التحليل الوزني Gravimetric Analysis.

و يلاحظ أن التحليل الكمي الكيميائي يعتمد علي أدوات بسيطة مثل السحاحة و الميزان الحساس و

بالتالي لا يعتمد علي أجهزة معقدة و تسمى طرق التحليل الكمي الكيميائي بالطرق التقليدية أو الكلاسيكية.

ثانياً: التحليل الكمي الآلي Quantitative Instrumental Analysis:

يعتمد هذا النوع من التحليل علي الصفات الطبيعية (Physical Properties) للمادة مثل

الإمتصاص و الإنبعاث بحيث غالباً لا يستخدم أي تفاعل كيميائي. مثال: تقدير الرصاص في الماء بواسطة

الامتصاص الذري للطيف Atomic Absorption Spectrometry . أحياناً تستعمل الطرق الطبيعية

الكيميائية Physico-Chemical Methods مثل تقدير الكروم الموجود علي شكل Cr^{+3} في ثاني كرومات

البوتاسيوم K_2CrO_4 و ذلك بأكسدة هذا الأخير إلي أيون الكرومات.

و بعكس الطرق التقليدية، يعتمد التحليل الكمي الآلي علي أجهزة أكثر تعقيداً بهدف تقدير الصفات

الطبيعية للمادة المراد تقديرها بدقة و حساسية عالية. و تظهر قدرة هذه الطرق في تقدير المواد ذات تراكيز

صغيرة جداً.

طرق التعبير عن التركيز

المحلول عبارة عن خليط متجانس من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي ، وهو عبارة عن نظام ذي طور أو صنف واحد. ذوبانية مادة في أخرى لتكوين محلول متجانس يعتمد على طبيعة المواد المتضمنة في عملية الذوبان، و تتأثر الذوبانية بالتغيرات في درجة الحرارة وبطبيعة المواد المكونة للمحلول والضغط ، بالرغم من أن المؤثر الأخير ذو أهمية بالنسبة للغازات فقط. المادة الموجودة بوفرة في المحلول تسمى المذيب (Solvent) بينما الموجودة بنسبة أقل تسمى المذاب (Solute). و مع ذلك ، فإنه بالنسبة لمحلول صلب في سائل يشار دائماً للسائل بأنه المذيب.

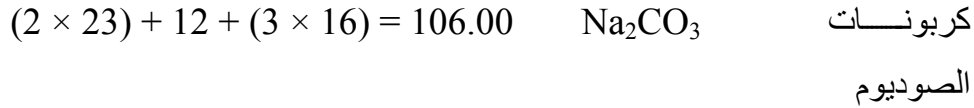
من المعروف أن غالبية التفاعلات التي يجريها الكيميائيون سواءً في المعمل أو التي تحدث في خلأ الكائن الحي تكون في صورة محلول، و بناء عليه فإنه من المناسب أن نبدأ بالتعرف على طرق التعبير عن التركيز و كذلك العمليات الحسابية المستخدمة لتحويل تركيز لآخر. يستخدم التركيز لمعرفة كمية المذاب Solute بالضبط والمذابة في حجم معروف من المذيب Solvent أو المحلول Solution.

1. المول (Mole):

المول عبارة عن الوزن الجزيئي للمادة (أو الوزن الذري بالنسبة للذرات) مقدراً بالجرامات. يختلف وزن المول باختلاف التركيب الكيميائي للمادة كما هو موضح بالجدول:

المادة	التركيب الكيميائي	وزن واحد مول مقدراً بالجرامات
كلوريد الصوديوم	NaCl	$23 + 35.49 = 58.49$
برمنجانات البوتاسيوم	KMnO ₄	$39.1 + 54.94 + (4 \times 16) = 158.04$
كرومات البوتاسيوم	K ₂ CrO ₄	$(2 \times 39.1) + 52 + (4 \times 16) = 194.20$
هيدروكسيد	NaOH	$23 + 16 + 1 = 40.00$

الصوديوم



يمكن حساب عدد المولات للمواد عن طريق النظر الى طبيعتها وسلوكها كالتالي:

1- **المادة الصلبة:** عدد المولات $n = \frac{\text{الوزن (g)}}{\text{الوزن الجزيئي (M.Wt)}}$.

2- **المادة السائلة:** عدد المولات $n = \frac{\text{التركيز (C)} \times \text{الحجم (v) بالليتر}}{1}$.

3- **الغازات:** يستخدم لحسابها القانون العام للغازات $Pv = nRT$ ومنها $n = \frac{Pv}{RT}$.

يمكن معرفة الكتلة المولية للجزيئي من حساب عدد المولات و بالتالي عدد الذرات في كمية محددة من

المركب.

مثال:

كم عدد مولات غاز الميثان (CH_4) في 6.07 جرام منه إذا علمنا أن الأوزان الذرية هي: الكربون

(C) = 12.01 وحدة كتلة ذرية، الهيدروجين (H) = 1.008 وحدة كتلة ذرية .

الحل:

الوزن الجزيئي للميثان (CH_4) = $12.01 + 1.008 \times 4 = 16.04$ جم

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ } \text{CH}_4} = \frac{6.07}{16.04} = 0.38 \text{ مول}$$

2. المولارية (Molarity):

هي وحدة التركيز الأكثر شيوعاً و إستخداماً في التحليل الحجمي، يرمز لها بالرمز (M) و تُعرف

على أنها عدد مولات المادة المذابة في لتر واحد من المذيب، وحدة المولارية هي (مول/لتر) أو مولار و يمكن

توضيحها كالاتي:

عدد مولات المادة المذابة

المولارية =

حجم المذيب (لتر)

$$\text{Molarity} = \frac{\text{No. of moles of solute}}{\text{Total volume of solvent (L)}}$$

وزن العينة (جرام)

عدد المولات =

الوزن الجزيئي للعينة (جرام)

$$\text{No. of moles} = \frac{\text{Mass of sample}}{\text{M.wt. of sample}}$$

عندما يطلب منك تحضير محلول تم تحديد حجمه و مولاريتته باستخدام الدوارق القياسية، يمكن اشتقاق المعادلة التالية مما سبق:

$$\text{وزن العينة (جرام)} = \text{المولارية} \times \text{الوزن الجزيئي للعينة (جرام)} \times \text{حجم المذيب (لتر)}$$

هذه المعادلة يمكن كتابتها أيضا كما يلي:

$$\text{وزن العينة (جرام)} = \text{المولارية} \times \text{الوزن الجزيئي للعينة} \times \frac{\text{حجم المذيب (مل)}}{1000}$$

و يمكن تحضير هذا المحلول معملياً بأخذ الكمية المناسبة من المادة المذابة و وضعها في الدورق الحجمي، ثم إضافة المذيب مع الرج المستمر حتى يصل مستوى المحلول إلى العلامة الدالة على الحجم.

من فوائد التعبير عن تركيز المحاليل بالتركيز المولاري هي أنه يمكن لنا حساب كمية المذاب (بالمول) و المذابة في حجم معلوم لمحلول معروف تركيزه المولاري فمثلاً يمكن حساب الكمية بالمول (عدد المولات moles) من حمض النيتريك (HNO_3) لتحضير محلول حجمه 2 لتر و تركيزه 0.2 مولار.

بتطبيق القانون:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المذيب (لتر)}}$$

عدد مولات المادة المذابة = المولارية \times حجم المذيب (لتر)

عدد مولات HNO_3 = 0.2 مولار \times 2.0 لتر = 0.4 مول

أي أننا نحتاج 0.4 مول من HNO_3 لتحضير محلول حجمه 2.0 لتر و تركيزه 0.2 مولار. أيضا يمكننا حساب الحجم باللتر اللازم لتحضير تركيز مولاري بالضبط ليعطي عدد من المولات من المذاب بالضبط فمثلاً يمكننا حساب حجم المحلول الناتج من إذابة 2.0 مول من حمض HNO_3 لتحضير محلول تركيزه 0.2 مولار:

$$\text{حجم المذيب (لتر)} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{المولارية}} = \frac{2.0}{0.2} = 10.0 \text{ لتر}$$

مثال:

كم عدد جرامات كبريتات الصوديوم (Na_2SO_4) اللازمة لتحضير محلول حجمه 350 مل تركيزه 0.5 مولار من Na_2SO_4 ؟

الحل:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المذيب (لتر)}}$$

عدد مولات المادة المذابة = المولارية \times حجم المذيب (لتر)

عدد مولات Na_2SO_4 = 0.5 \times 0.350 = 0.175 مول

أي أنه لتحضير محلول حجمه 350 مل من Na_2SO_4 تركيزه 0.5 مولار فإنه يلزمنا 0.175 مولار. و لكن واحد مول من Na_2SO_4 يمكن حسابه إذا علمنا أن الأوزان الذرية لكل من الصوديوم و الكبريت و الأكسجين (23, 32, 16 على الترتيب) كما يلي:

الوزن الجزيئي لـ Na_2SO_4 = $(4 \times 16) + 32 + (2 \times 23) = 142$

أي أن واحد مول من Na_2SO_4 يحتوي على 142 جرام من Na_2SO_4

$$142 \text{ جرام} \equiv 1.0 \text{ مول من } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

$$??? \text{ جرام} \equiv 0.175 \text{ مول من } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

عدد جرامات Na_2SO_4 اللازمة لتحضير المحلول المطلوب يمكن حسابها كما يلي:

$$24.85 = \frac{142 \times 0.175}{1.0} = ??? \text{ جرام}$$

أي أنه لتحضير محلول من Na_2SO_4 حجمه 350 مل و تركيزه 0.5 مولار فإنه يلزمنا 24.85 جرام من المادة الصلبة.

و يمكن حل هذا المثال بطريقة أخرى (طريقة مباشرة) كالتالي:

$$\text{وزن العينة (جرام)} = \text{المولارية} \times \text{الوزن الجزيئي للعينة (جرام)} \times \frac{\text{حجم المذيب (مل)}}{1000}$$

$$\text{وزن العينة (جرام)} = 0.5 \times 142 \times \frac{350}{1000} = 24.85 \text{ جرام من } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

مثال:

احسب مولارية محلول يتكون من إذابة 20 جرام هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في 500 مل من الماء إذا علمنا أن الوزن الذري لكل من الصوديوم و الأكسجين و الهيدروجين يساوي 23, 16, 1 بالترتيب؟

الحل:

من خلال الأوزان الذرية المعطاة يمكن حساب الوزن الجزيئي لـ (NaOH) كما يلي:

الوزن الجزيئي لـ (NaOH) = الوزن الذري للصوديوم + الوزن الذري للأكسجين + الوزن الذري

$$\text{للـهيدروجين} = 1 + 16 + 23 = 40$$

لحساب عدد مولات NaOH الموجودة في المحلول نستخدم العلاقة التالية:

$$\text{عدد مولات NaOH} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ NaOH}} = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول}$$

لحساب حجم المحلول باللتر نستخدم العلاقة التالية:

$$\text{حجم المحلول باللتر} = \frac{\text{حجم المحلول الناتج (مل)}}{1000} = \frac{500}{1000} = 0.5 \text{ لتر}$$

لحساب مولارية المحلول الناتج نستخدم العلاقة التالية:

$$\text{مولارية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \frac{0.5}{0.5} = 1.0 \text{ مول/لتر}$$

مثال:

إحسب عدد مولات الهيليوم (He) في 6.46 جرام منه (الوزن الذري للهيليوم تساوي 4.00 وحدة كتلة ذرية).

الحل:

$$\text{عدد مولات He} = \frac{\text{وزن العينة (جرام)}}{\text{الوزن الذري لـ He}} = \frac{6.46}{4.00} = 1.62 \text{ مول}$$

مثال:

كم عدد جرامات الخارصين (Zn) في 0.35 مول منه ؟ (الوزن الذري للخارصين Zn = 65.41 وحدة كتلة ذرية)

الحل:

$$\text{عدد مولات Zn} = \frac{\text{وزن العينة (جرام)}}{\text{الوزن الذري لـ Zn}}$$

$$\text{وزن العينة (جرام)} = \text{عدد مولات Zn} \times \text{الوزن الذري لـ Zn}$$

$$\text{وزن العينة (جرام)} = 65.41 \times 0.35 = 22.9 \text{ جرام}$$

مثال:

إحسب مولارية حمض الكبريتيك (H_2SO_4) المتكون من إذابة 49 جرام من الحمض في 100 سم³ من الماء ؟

الحل:

الوزن الجزيئي لـ (H_2SO_4) = الوزن الذري للهيدروجين + الوزن الذري للكبريت + الوزن الذري للأكسجين

$$98 = (2 \times 1) + 32 + (4 \times 16) = \text{الوزن الجزيئي لـ } (H_2SO_4)$$

لحساب عدد مولات H_2SO_4 الموجودة في المحلول نستخدم العلاقة التالية:

$$\text{عدد مولات } H_2SO_4 = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ } H_2SO_4} = \frac{49}{98} = 0.5 \text{ مول}$$

لحساب حجم المحلول باللتر نستخدم العلاقة التالية:

$$\text{حجم المحلول باللتر} = \frac{\text{حجم المحلول الناتج (مل)}}{1000} = \frac{100}{1000} = 0.1 \text{ لتر}$$

لحساب مولارية المحلول الناتج نستخدم العلاقة التالية:

$$\text{مولارية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \frac{0.5}{0.1} = 5.0 \text{ مول/لتر}$$

و يعبر غالباً عن تركيز المحاليل المختلفة بالملي مولار (mM) و الميكرومولار (μM) و هكذا حيث أن:

$$1.0 \text{ mM} = 10^{-3} \text{ M} = 1.0 \text{ m mole/L} = 1.0 \mu \text{ mole/mL}$$

$$1.0 \mu M = 10^{-6} \text{ M} = 1.0 \mu \text{ mole/L} = 1.0 \text{ n mole/mL}$$

$$1.0 \text{ nM} = 10^{-9} \text{ M} = 1.0 \text{ n mole/L} = 1.0 \text{ p mole/mL}$$

$$1.0 \text{ pM} = 10^{-12} \text{ M} = 1.0 \text{ p mole/L}$$

مثال:

تم تحضير محلول بإذابة 12 جم من البنزين (C_6H_6) بحيث يكون الحجم النهائي 250 مل. أحسب التركيز المولاري لهذا المحلول.

الحل:

$$\text{عدد مولات } C_6H_6 = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ } C_6H_6} = \frac{12}{78} = 0.154 \text{ مول}$$

و منها يمكن حساب مولارية المحلول كما يلي:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات } C_6H_6}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \frac{0.154}{0.250} = 0.615 \text{ مول/لتر}$$

مثال:

أحسب عدد جرامات هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) الصلبة لتحضير محلول حجمه 500 مل تركيزه 0.04 مولار.

الحل:

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات NaOH}}{\text{حجم المحلول (لتر)}}$$

$$\text{عدد مولات NaOH} = \text{المولارية} \times \text{حجم المحلول (لتر)} = 0.04 \times 0.5 = 0.02 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات NaOH} = \frac{\text{وزن العينة (جرام)}}{\text{الوزن الجزيئي لـ NaOH}}$$

$$\text{وزن العينة (جرام)} = \text{عدد مولات NaOH} \times \text{الوزن الجزيئي لـ NaOH}$$

$$= 0.02 \times 40.0 = 0.8 \text{ جرام}$$

أي أننا نحتاج 0.8 جرام من NaOH لتحضير محلول حجمه 500 مل تركيزه 0.04 مولار.

مثال:

ما هي كمية حمض الأكساليك ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) اللازمة لتحضير 250 مل من حمض الأكساليك تركيزه 0.015 مولار؟

الحل:

إذا عرفنا أن الوزن الذري للكربون و الهيدروجين و الأكسجين هو 12, 1, 16 على الترتيب فإن الوزن الجزيئي لحمض الأكساليك =

$$126 = (2 \times ((1 \times 16) + (2 \times 1))) + (4 \times 16) + (2 \times 12) + (2 \times 1)$$

و لتحضير 250 مل من حمض الأكساليك تركيز 0.0150 مولار:

$$\frac{\text{عدد مولات } H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \text{المولارية}$$

$$\text{عدد مولات } H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O = \text{المولارية} \times \text{حجم المحلول (لتر)}$$

هذه المعادلة يمكن كتابتها كما يلي:

$$\text{المولارية} \times \text{حجم المحلول (لتر)} = \frac{\text{وزن عينة } H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \text{ (جرام)}}{\text{الوزن الجزيئي لـ } H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O}$$

$$\text{وزن عينة } H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \text{ (جرام)} = \text{الوزن الجزيئي لـ } H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \times \text{المولارية} \times \text{حجم المحلول (لتر)}$$

$$\text{وزن عينة } H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O \text{ (جرام)} = \frac{250 \times 0.015 \times 126}{1000} = 0.47 \text{ جرام}$$

هذا يعني أننا نحتاج 0.47 جرام من حمض $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ لتحضير 250 مل من نفس الحمض تركيز 0.015 مولار، حيث نذيب هذه الكمية في الماء ثم يكمل الحجم بالماء إلى 250 مل.

مثال:

كيف يمكنك تحضير 2.0 لتر من حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه 0.4 مولار من محلول حمض HCl المركز (نسبته المئوية % 28 و كثافته 1.18 جم/مل).

الحل:

$$\frac{\text{عدد المولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \text{المولارية}$$

$$\text{عدد المولات المادة المذابة} = \text{المولارية} \times \text{حجم المحلول (لتر)}$$

$$= 0.4 \times 2.0 = 0.8 \text{ مول}$$

إذا لتحضير 2.0 لتر من حمض HCl تركيزه 0.4 مولار فإننا نحتاج إلى 0.8 مول من حمض HCl المركز (نسبته المئوية % 28 و كثافته 1.18 جم/مل).

إذا علمنا أن الوزن الذري للكلور هو 35.5 و الوزن الذري للهيدروجين هو 1.0، من هنا يمكن حساب الوزن الجزيئي لـ HCl $36.5 = 1.0 + 35.5$

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ HCl}}$$

$$\text{وزن العينة} = \text{عدد المولات} \times \text{الوزن الجزيئي لـ HCl}$$

$$= 0.8 \times 36.5 = 29.2 \text{ جرام}$$

و لكن عينة حمض HCl ليست نقية فهي موجودة بتركيز % 28 و هذا يعني أن كل 100 جرام من العينة تحتوي على 28 جرام من الحمض النقي و من هنا يمكن حساب وزن العينة التي تحتوي على 29.2 جرام من الحمض النقي:

$$\begin{aligned} 100 \text{ جرام} & \equiv 28 \text{ جرام حمض نقي} \\ x \text{ جرام (وزن العينة)} & \equiv 29.2 \text{ جرام حمض نقي} \end{aligned}$$

$$x \text{ جرام (وزن العينة)} = \frac{100 \times 29.2}{28} = 104.3 \text{ جرام}$$

أي أننا لتحضير المحلول المطلوب نحتاج إلى 104.3 جرام من الحمض المركز و لكن بدلاً من إجراء عملية وزن مادة سائلة فإننا نستخدم كثافة الحمض المركز (1.18 جم/مل) لتحويل الوزن المطلوب إلى حجم:

$$\text{الكثافة} = \frac{\text{الوزن (جم)}}{\text{الحجم (مل)}}$$

$$\text{الحجم (مل)} = \frac{\text{الوزن (جم)}}{\text{الكثافة}} = \frac{104.3}{1.18} = 88.40 \text{ مل}$$

أي أننا لتحضير محلول من حمض HCl حجمه 2.0 لتر و تركيزه 0.4 مولار فإننا نأخذ 88.40 مل من حمض HCl مركز (نسبته المئوية % 28 و كثافته 1.18 جم/مل) ثم نقوم بتخفيف هذا الحجم بالماء حتي يصل الحجم النهائي إلى 2.0 لتر.

كل العلاقات السابقة (بين الوزن والكثافة والنسبة المئوية الوزنية) يمكن أدماحها في علاقة واحدة كالتالي:

$$\text{وزن المادة النقية (جرام)} = \text{حجم المحلول المركز (مل)} \times \text{النسبة المئوية للمحلول المركز} \times \text{كثافة المحلول المركز (جرام/مل)}$$

$$\text{حجم المحلول المركز} = \frac{\text{وزن المادة النقية (جرام)}}{\text{النسبة المئوية للمحلول المركز} \times \text{كثافة المحلول المركز}}$$

$$\text{حجم المحلول المركز} = \frac{29.2}{1.18 \times 0.28} = 88.40 \text{ مل}$$

و هناك طريقة أخرى تبدأ فيها بحساب مولارية محلول الحمض المركز حيث نحسب أولاً وزن حمض HCl النقي في لتر واحد من المحلول المركز:

$$\text{وزن المادة النقية (جرام)} = \text{حجم المحلول المركز (مل)} \times \text{النسبة المئوية للمحلول المركز} \times \text{كثافة المحلول المركز (جرام/مل)}$$

$$\text{وزن المادة النقية (جرام)} = 1.18 \times 0.28 \times 1000 = 330.40 \text{ جرام}$$

هذا يعني أن كل واحد لتر (1000 مل) من حمض HCl التجاري المركز يحتوي على 330.40 جرام من حمض HCl النقي و منه يمكن حساب عدد مولات حمض HCl النقي في لتر من هذا المحلول:

$$\frac{\text{وزن HCl النقي (جرام)}}{\text{الوزن الجزيئي لـ HCl}} = \text{عدد مولات HCl النقي}$$

$$9.05 \text{ مول} = \frac{330.40}{36.5} = \text{عدد مولات HCl النقي}$$

هذا يعني أن التركيز المولاري لحمض HCl التجاري المركز (حجمه 1.0 لتر) هو 9.05 مولار (مول/لتر) و بإستخدام قانون التخفيف:

$$M_{Conc} \times V_{Conc} = M_{Dil} \times V_{Dil} \quad (\text{المحلول بعد التخفيف}) \quad (\text{المحلول قبل التخفيف})$$

حيث: M_{Conc} تركيز الحمض المركز = 9.05 مولار

V_{Conc} الحجم المأخوذ من الحمض المركز (مل) و هو المطلوب حسابه.

M_{Dil} تركيز محلول الحمض المخفف = 0.4 مولار

V_{Dil} الحجم النهائي لمحلول الحمض المخفف = 2000 مل.

نستخدم العلاقة التالية لحساب حجم المحلول المركز اللازم أخذه و تخفيفه إلى الحجم المطلوب:

$$V_{Conc} = \frac{M_{Dil} \times V_{Dil}}{M_{Conc}} = \frac{0.4 \times 2000}{9.05} = 88.40 \text{ mL}$$

أي أننا نأخذ 88.40 مل من حمض HCl المركز ثم نقوم بتخفيف هذا الحجم بالماء حتي يصل الحجم النهائي إلى 2.0 لتر بتركيز 0.4 مولار.

3

. العيارية أو النورمالية (Normality):

و يرمز لها بالرمز (N) و هي عبارة عن الوزن المكافئ من المادة المذابة مقدراً بالجرامات مذاباً في لتر واحد من المذيب. العيارية المحلول يمكن حسابها كما يلي:

$$\frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \text{العيارية}$$

لحساب عدد مولات المادة المذابة نستخدم العلاقة التالية:

$$\frac{\text{وزن العينة (جرام)}}{\text{الوزن المكافئ للمادة المذابة}} = \text{عدد مولات المادة المذابة}$$

بالتعويض:

$$\frac{\text{وزن العينة (جرام)}}{\text{الوزن المكافئ للمادة المذابة}} \times \frac{1}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \text{العيارية}$$

و عليه يمكن كتابة القانون السابق كما يلي:

$$\text{وزن العينة (جرام)} = \text{العيارية} \times \text{حجم المحلول (لتر)} \times \frac{\text{الوزن المكافئ للمادة المذابة}}{1000}$$

و أيضاً يمكن كتابته كما يلي:

$$\text{وزن العينة (جرام)} = \frac{\text{العيارية} \times \text{حجم المحلول (مل)}}{1000} \times \text{الوزن المكافئ للمادة المذابة}$$

يُعرف الوزن المكافئ (Equivalence Weight (Eq.wt)) من الحمض أو القاعدة علي أنه الوزن الجزيئي للمادة مقسوماً على (X) طبقاً للعلاقة:

$$Eq.wt = \frac{M.wt.}{X}$$

حيث أن قيمة X يتم تحديدها طبقاً لسلوك المادة احدى التفاعلات الآتية:

1- تفاعلات التعادل: و تكون فيها المادة ملح متعادل يتكون من شقين حامضي وقاعدي مثل (Na_2CO_3 , NaCl , CaCO_3 , CaCl_2) فتكون قيمة X في هذه الحالة تكافؤ أحد الشقين مضروباً في عدده.

2- تفاعلات الأحماض والقواعد: بأن تكون المادة حمض أو قاعدة مثل (NaOH , NH_4OH , HCl , H_2SO_4 , CH_3COOH) وتكون قيمة ال X عدد ذرات الهيدروجين أو مجموعات الهيدروكسيل

المستبدلة.

3- تفاعلات أكسدة واختزال: تعامل المادة كعامل مؤكسد أو مختزل مثل (KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, FeSO_4 , $(\text{COOH})_2$, FeSO_4) في هذه الحالة تكون القيمة عدد الإلكترونات المكتسبة (في حالة العامل

المؤكسد) أو المفقودة (في حالة العامل المختزل).

فمثلاً عند إذابة 49 جرام من حمض الكبريتيك في لتر من الماء يتكون محلول مولاريته 0.5 M و لكن عياريته 1.0 N وذلك لأن الوزن المكافئ (49 جرام) يمثل نصف الوزن الجزيئي و تكون المولارية:

$$\text{مولارية المحلول} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المحلول (لتر)}}$$

لحساب عدد مولات H_2SO_4 الموجودة في المحلول نستخدم العلاقة التالية:

$$\text{عدد مولات } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ } \text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{49}{98} = 0.5 \text{ مول}$$

$$\text{مولارية المحلول} = \frac{0.5}{1.0} = 0.5 \text{ مول/لتر (M)}$$

و لكن عند حساب العيارية نتبع الآتي:

$$\text{الوزن المكافئ لـ } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{الوزن الجزيئي لـ } \text{H}_2\text{SO}_4}{\text{عدد ذرات الهيدروجين المستبدلة}} = \frac{98}{2} = 49$$

$$\text{الوزن المكافئ لـ } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{98}{2} = 49$$

$$\text{عدد مولات } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{49}{49} = 1.0 \text{ مول}$$

$$\text{عيارية المحلول} = \frac{1.0}{1.0} = 1.0 \text{ مول}$$

و عليه تكون العلاقة بين العيارية و المولارية كالآتي :

$$\text{العيارية} = \text{المولارية} \times X$$

4. المولالية (Molality):

تعرف المولالية بأنها عدد مولات المادة المذابة في كيلوجرام واحد من المذيب و يرمز لها بالرمز (m). و يمكن توضيحها على أنه إذا كان لدينا محلول يتكون من المادة المذابة (B) و المذيب (A)، يمكن التعبير عن المولالية كالآتي:

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{وزن المذيب (كيلو جرام)}}$$

$$\text{Molality} = \frac{\text{No. of moles of solute}}{\text{Total mass of solvent (Kg)}}$$

بما أن:

$$\text{عدد المولات} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي للعينة}}$$

$$\text{No. of moles} = \frac{\text{Mass of sample}}{\text{M.wt. of sample}}$$

بالتعويض يمكن التعبير عن المولالية بالعلاقة التالية:

$$\text{المولالية} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي للعينة}} \times \frac{1}{\text{وزن المذيب (كيلو جرام)}}$$

$$\text{Molality} = \frac{1}{\text{Total mass of solvent (Kg)}} \times \frac{\text{Mass of sample}}{\text{M.wt. of sample}}$$

و يستخدم التعبير عن التركيز بطريقة المولالية في حالة القياسات الفيزيائية الدقيقة منها علي سبيل المثال:

حسابات إرتفاع نقطة الغليان Boiling Point Evaluation.

انخفاض نقطة التجميد Freezing Point Depression.

في حالة إعطاء وزن المذيب بالجرامات يمكن كتابة المعادلة السابقة كما يلي:

$$\frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي للعينة}} \times \frac{1000}{\text{وزن المذيب (جرام)}} = \text{المولالية}$$

$$\text{Molality} = \frac{1000}{\text{Total mass of solvent (gm)}} \times \frac{\text{Mass of sample}}{\text{M.wt. of sample}}$$

فمثلاً يذاب 98 جرام من حمض الكبريتيك (H_2SO_4) (أي مول واحد من الحمض) في 1000 جرام من الماء للحصول على محلول مولالي . ليس لحجم المحلول النهائي أهمية و لا تختلف المولالية باختلاف درجة الحرارة.

مثال:

إحسب مولالية محلول يتكون من إذابة 40 جرام هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) مذابة في 2 لتر من الماء؟

الحل:

$$\text{عدد مولات NaOH} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ NaOH}} = \frac{40}{40} = 1.0 \text{ مول}$$

بما أن:

$$\text{الوزن (جرام)} = \text{الحجم (سم}^3\text{)} \times \text{الكثافة (جم/سم}^3\text{)}$$

إذا علمنا أن كثافة الماء تساوي 1.0 جم/سم³، فإن وزن المحلول الناتج (2 لتر) يمكن حسابه كما يلي:

$$\text{الوزن} = 1.0 \times 2000 = 2000 \text{ جرام}$$

عند تطبيق قانون المولالية:

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{وزن المذيب (كيلو جرام)}} = \frac{1.0}{\frac{2000}{1000}} = \frac{1.0}{2.0} = 0.5 \text{ مول/كجم}$$

أو بإستخدام القانون:

$$\text{المولالية} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي للعينة}} \times \frac{1}{\text{وزن المذيب (كيلو جرام)}}$$

بالتعويض:

$$\text{المولالية} = \frac{1.0}{2.0} \times \frac{40}{40} = 0.5 \text{ مول/كجم}$$

مثال:

أذيب 0.288 جرام من مادة معينة في 15.2 جرام من البنزين (C_6H_6) و وجد أن مولالية المحلول تساوي 0.221، أحسب الوزن الجزيئي للمادة المذابة؟

الحل:

$$\text{المولالية} = \frac{1}{\text{وزن المذيب (كيلو جرام)}} \times \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي للعينة}}$$

$$0.221 = \frac{0.288}{\frac{\text{الوزن الجزيئي للعينة}}{1000}} \times \frac{1.0}{15.2}$$

يمكن إستنتاج الوزن الجزيئي للعينة كما يلي:

$$\text{الوزن الجزيئي للعينة} = \frac{0.288 \times 1000}{0.221 \times 15.2} = \frac{288}{3.36} = 85.73$$

5. الكسر المولي (Mole Fraction):

و يُرمز له بالرمز (x). و يعرف الكسر المولي (x) لأي مكون في المحلول بأنه عدد مولات ذلك المكون مقسوماً على عدد المولات الكلي لجميع مكونات المحلول. إذا افترضنا أن nA مول من مذاب A ، و أن nB مول من مذاب B قد أذيبت في nC مول من المذيب C فإن الكسر المولي لكل من هذه المكونات الثلاث يُعبر عنه كما يلي:

$$\text{الكسر المولي للمذاب A} = x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$$

$$\frac{nB}{nA + nB + nC} = xB = B \text{ الكسر المولي للمذاب}$$

$$\frac{nC}{nA + nB + nC} = xC = C \text{ الكسر المولي للمذاب}$$

يلاحظ أن مجموع الكسور المولية للمكونات يساوي الوحدة أي أن:

$$x_A + x_B + x_C = 1$$

مثال:

إحسب الكسر المولي لمكونات المحلول المكون من إذابة 20 جرام من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) في

500 سم³ من الماء؟

الحل:

$$\text{عدد مولات NaOH} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ NaOH}} = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات H}_2\text{O} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي لـ H}_2\text{O}} = \frac{500}{18} = 27.8 \text{ مول}$$

$$\text{الكسر المولي لـ NaOH} = \frac{\text{عدد مولات NaOH}}{\text{عدد مولات NaOH} + \text{عدد مولات H}_2\text{O}} =$$

$$\text{الكسر المولي لـ NaOH} = \frac{0.5}{27.8 + 0.5} = \frac{0.5}{28.3} = 0.0176$$

$$\text{الكسر المولي لـ H}_2\text{O} = \frac{27.8}{27.8 + 0.5} = \frac{27.8}{28.3} = 0.983$$

أو يمكن حسابه كما يلي:

$$\text{الكسر المولي للماء} + \text{الكسر المولي لهيدروكسيد الصوديوم} = 1$$

$$\text{الكسر المولي للماء} = 1 - \text{الكسر المولي لهيدروكسيد الصوديوم} = 1 - 0.0176 = 0.983$$

مثال:

إحسب الكسر المولي للنيتروجين في محلول يتكون من 14 جرام غاز النيتروجين (N_2)، 8 جرامات من غاز الأكسجين (O_2) و جرام واحد من غاز الهيدروجين (H_2).

الحل:

$$\begin{aligned} \text{عدد مولات غاز } N_2 &= \frac{\text{وزن عينة } N_2}{\text{الوزن الذري } N_2} = \frac{14}{14 \times 2} = 0.5 \text{ مول} \\ \text{عدد مولات غاز } O_2 &= \frac{\text{وزن عينة } O_2}{\text{الوزن الذري } O_2} = \frac{8}{16 \times 2} = 0.25 \text{ مول} \\ \text{عدد مولات غاز } H_2 &= \frac{\text{وزن عينة } H_2}{\text{الوزن الذري } H_2} = \frac{1}{1 \times 2} = 0.5 \text{ مول} \\ \text{الكسر المولي لـ } N_2 &= \frac{\text{عدد مولات } N_2}{\text{عدد مولات } H_2 + \text{عدد مولات } O_2 + \text{عدد مولات } N_2} = \frac{0.5}{0.5 + 0.25 + 0.5} = \frac{0.5}{1.25} = 0.4 \end{aligned}$$

مثال:

إحسب التركيز المولالي (m) و الكسر المولي (x) لمحلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) (نسبته المئوية 28 % و كثافته 1.18 جم/مل).

الحل:

محلول حمض HCl تركيزه 28 % يعني أن هناك 28 جرام من HCl النقي في 100 جرام من محلول الحمض أو أن هناك 28 جرام من HCl النقي مضافاً إليه 72 جرام ماء.
لحساب مولالية المحلول:

$$\text{المولالية} = \frac{1}{\text{وزن المذيب (كيلو جرام)}} \times \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي للعينة}}$$

$$\text{المولالية} = \frac{1.0}{72} \times \frac{28}{36.5} \times \frac{1000}{72} = \frac{28}{36.5} \times \frac{1000}{72} = 10.65 \text{ مولال (m)}$$

لحساب الكسر المولي للمحلول:

$$\text{عدد مولات حمض HCl} = \frac{\text{وزن عينة حمض HCl}}{\text{الوزن الجزيئي لحمض HCl}} = \frac{28}{36.5} = 0.77 \text{ مول}$$

$$\text{عدد مولات الماء H}_2\text{O} = \frac{\text{وزن عينة H}_2\text{O}}{\text{الوزن الجزيئي لـ H}_2\text{O}} = \frac{72}{18} = 4.0 \text{ مول}$$

$$\text{الكسر المولي لـ HCl} = \frac{\text{عدد مولات HCl}}{\text{عدد مولات HCl} + \text{عدد مولات H}_2\text{O}} = \frac{0.77}{0.77 + 4.0} = 0.161$$

6. النسبة المئوية:

يمكن التعبير عنها كالآتي:

1. النسبة المئوية الوزنية (Weight Percent):

و يرمز لها بالرمز (w/w) و هي عدد جرامات المادة المذابة منسوب إلى وزن مكونات المحلول (غالباً ما يكون 100 جرام). يعبر عن تركيزات كثير من الأحماض التجارية بالنسبة المئوية الوزنية (wt/wt %) فمثلاً حمض الهيدروكلوريك (HCl) يباع تجارياً في عبوات تركيزها % 36 بالوزن وهذا معناه أن 36 جرام من HCl مذابة في 100 جرام من محلول الحمض التجاري. بمعنى آخر فإن حمض HCl المحضر تجارياً بهذه

المواصفات حيث يتم خلط 36 جرام من حمض HCl مع 64 جرام من H₂O. مثال آخر إذا كان لديك زجاجة مكتوب عليها (40 % (wt/wt) aqueous ethanol) فهذا معناه أن هذه الزجاجة تحتوي علي 40 جرام من الإيثانول النقي لكل 100 جرام من المحلول و تم تحضيره بخلط 40 جرام إيثانول نقي مع 60 جرام H₂O. يمكن تعيين النسبة المئوية بالوزن للمادة المذابة (A) في وزن معين من المذيب (B) كالآتي :

$$\text{النسبة المئوية الوزنية لـ A} = \frac{\text{وزن المادة A}}{\text{وزن المادة A} + \text{وزن المذيب B}} \times 100$$

$$\text{wt. \% of A} = \left(\frac{w_A}{w_A + w_B} \right) \times 100$$

كما يمكن فهم النسب الوزنية بأنها متكاملة، فمثلاً تتكون سبيكة معينة من معدني الذهب و النحاس و كانت نسبة النحاس الوزنية (w/w) 30% هذا يعني أنه في كل 100 جرام من السبيكة، هنالك 30 جرام نحاس و 70 جرام ذهب.

مثال:

محلول يتكون من إذابة 10 جرام هيدروكسيد صوديوم (NaOH) في 100 جرام من الماء. احسب النسبة المئوية لهيدروكسيد الصوديوم؟

الحل:

الوزن الكلي للعينة = 100 + 10 = 110 جرام

$$\text{النسبة المئوية لـ NaOH} = \frac{\text{وزن NaOH}}{\text{الوزن الكلي للعينة}} \times 100$$

$$9.1 \% = \frac{10}{110} \times 100 = \text{النسبة المئوية لـ NaOH}$$

مثال:

محلول بيكربونات صوديوم (NaHCO₃) يحتوي على 6.9 جرام NaHCO₃ لكل 100 جرام ماء. فما هي النسبة المئوية الوزنية (wt/wt %) للمذاب في هذا المحلول ؟

الحل:

$$\text{النسبة المئوية لـ NaHCO}_3 = \frac{\text{وزن NaHCO}_3}{\text{الوزن الكلي للعينة}} \times 100$$

$$6.45 \% = 100 \times \frac{6.9}{106.9} = \text{النسبة المئوية لـ NaHCO}_3$$

مثال:

ما هو التركيز المولالي (m) لمحلول حضر بإذابة 5.0 جرام تولوين (C_7H_8) في 225 جرام بنزين (C_6H_6). إذا كانت كثافة المحلول الناتج 0.876 جرام/مل أحسب تركيز المحلول بطريقة المولارية (M)، الكسر المولي (Mole Fraction)، النسبة المئوية الوزنية (wt/wt %).

الحل:

$$\text{المولالية} = \frac{\text{وزن العينة}}{\text{الوزن الجزيئي للعينة}} \times \frac{1}{\text{وزن المذيب (كيلو جرام)}}$$

$$\text{المولالية} = \frac{5.0}{92.0} \times \frac{1000}{225} = \frac{5.0}{92} \times \frac{1.0}{225} = \frac{0.24 \text{ مولال (m)}}{1000}$$

كتلة المحلول الكلية = كتلة المذاب + كتلة المذيب = 5.0 + 225 = 230 جرام

و تستخدم كثافة المحلول لتحويل كتلة المحلول إلى حجم:

$$\text{الكثافة} = \frac{\text{الوزن (جرام)}}{\text{الحجم (مل)}}$$

$$\text{الحجم (مل)} = \frac{\text{الوزن (جرام)}}{\text{الكثافة}} = \frac{230}{0.876} = 262.56 \text{ مل}$$

لحساب التركيز المولالي للمحلول:

$$\text{عدد مولات } C_7H_8 = \frac{\text{وزن عينة } C_7H_8}{\text{الوزن الجزيئي لـ } C_7H_8} = \frac{5.0}{92.0} = 0.054 \text{ مول}$$

$$\text{مولارية محلول } C_7H_8 = \frac{\text{عدد مولات } C_7H_8}{\text{حجم المحلول الكلي (لتر)}} = \frac{0.054}{0.263} = 0.21 \text{ مولار}$$

لحساب الكسر المولي للمحلول نحتاج لحساب عدد مولات البنزين (C_6H_6) في المحلول، بما أن واحد مول من C_6H_6 يحتوي على الوزن الجزيئي من C_6H_6 مقدراً بالجرامات:

$$\text{واحد مول من } C_6H_6 \equiv 78 \text{ جرام}$$

$$x \text{ مول من } C_6H_6 \equiv 225 \text{ جرام}$$

$$x \text{ مول من } C_6H_6 = \frac{225 \times 1}{78} = 2.88 \text{ مول}$$

$$\frac{\text{عدد مولات } C_7H_8}{\text{عدد مولات } C_6H_6 + \text{عدد مولات } C_7H_8} = \text{الكسر المولي لـ } C_7H_8$$

$$0.018 = \frac{0.054}{2.934} = \frac{0.054}{0.054 + 2.88} = \text{الكسر المولي لـ } C_7H_8$$

لحساب النسبة المئوية لـ C_7H_8 :

$$\text{الوزن الكلي للعينة} = 5.0 + 225.0 = 230.0 \text{ جرام}$$

$$\text{النسبة المئوية لـ } C_7H_8 = 100 \times \frac{\text{وزن } C_7H_8}{\text{الوزن الكلي للعينة}}$$

$$2.20 \% = 100 \times \frac{5.0}{230.0} = \text{النسبة المئوية لـ } C_7H_8$$

2. النسبة المئوية الحجمية (Volume Percent):

و يرمز لها بالرمز (v/v) و هي حجم المادة المذابة منسوب لحجم المحلول (غالباً ما يكون 100 سم³) و

تستخدم عامة في المحاليل السائلة. يمكن تعيين النسبة المئوية بالحجم للمادة المذابة B كما يلي:

$$\text{النسبة المئوية الحجمية لـ A} = \frac{\text{حجم المادة A}}{\text{حجم المادة A} + \text{حجم المذيب B}} \times 100$$

$$\text{Volume \% of A} = \left(\frac{V_A}{V_A + V_B} \right) \times 100$$

كما يمكن فهم النسب الحجمية بأنها متكاملة كما هو الحال في النسب الوزنية. فمثلاً عندما يقال أن محلول معين يتكون من كحول و ماء و كانت نسبة الكحول (v/v) 40%، هذا يعني أن في كل 100 سم³ من المحلول يكون هناك 40 سم³ كحول و 60 سم³ ماء.

3. النسبة المئوية لوزن في حجم (Weight Per Volume Percent):

و يرمز لها بالرمز (w/v) و هي عبارة عن عدد جرامات المادة المذابة في 100 سم³ من المذيب. فمثلاً عندما يقال أن محلول السكر في الماء تركيزه 10% (w/v) هذا يعني أن 10 جرام من السكر مذابة في كمية من الماء ثم يتم إكمال الحجم إلى 100 سم³. و تستخدم هذه النسبة غالباً في حالة المحاليل المعملية الروتينية حيث التركيز بالضبط ليس له أهمية كبيرة و خاصة للتعبير عن تركيز المحاليل المخففة حيث يكون المذاب مادة صلبة.

7. القوة الأيونية (The Ionic Strength):

القوة الأيونية تعتبر مقياس لقوة المجال الكهربائي الناتج من وجود الأيونات بالمحلول و يرمز لها بالرمز μ و تُعرف رياضياً بالمعادلة الآتية:

$$\mu = 0.5 \sum c_i z_i^2$$

حيث: c_i تمثل التركيز المولاري أو المولالي للأيون (i).

z_i تمثل شحنة الأيون.

و عليه تكون وحدة القوة الأيونية (μ) هي نفس وحدة التركيز

بالنسبة لمحلول يحتوي على أكثر من مركب أيوني يمكن كتابة المعادلة كالآتي:

$$\mu = 0.5 (c_1 z_1^2 + c_2 z_2^2 + c_3 z_3^2 + \dots)$$

و بالنسبة لأبسط المحاليل التي تحتوي على مركب أيوني واحد مثل كلوريد الصوديوم يمكن للمعادلة أن تختصر للصورة:

$$\mu = 0.5 (c_+ z_+^2 + c_- z_-^2)$$

حيث: c_+ تمثل تركيز الأيون الموجب

z_+ شحنة أو تكافؤ الأيون الموجب

c_- تمثل تركيز الأيون السالب

z_- شحنة أو تكافؤ الأيون السالب

مثال:

إحسب القوة الأيونية للمحاليل الآتية:

محلول كلوريد البوتاسيوم (KCl) تركيزه 0.1 M.

محلول كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) تركيزه 0.2 M.

خليط يحتوي على كلوريد البوتاسيوم (KCl) تركيزه 0.1 M و كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) تركيزه (0.2 M).

محلول كلوريد الباريوم ($BaCl_2$) تركيزه (0.2 M).

محلول كبريتات الحديدك ($Fe_2(SO_4)_3$) تركيزه (0.2 M).

الحل :

أ. بالنسبة لمحلول كلوريد البوتاسيوم (KCl) فإنه يحتوي على أيونات البوتاسيوم الموجبة (K^{+1}) و أيونات الكلوريد السالبة (Cl^{-1}) و تركيز كل منهما يعادل (0.1 M).



$$0.1 = c^+$$

$$c^- = 0.1$$

من هذا نستنتج التالي:

$$z^+ = 1$$

$$z^- = 1$$

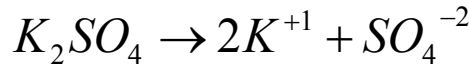
بتطبيق القانون:

$$\mu = 0.5 (c_+ z_+^2 + c_- z_-^2)$$

بالتعويض في المعادلة:

$$\mu = 0.5 ((0.1 \times 1^2) + (0.1 \times 1^2)) = 0.5 \times 0.2 = 0.1 M$$

ب. بالنسبة لمحلول كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4) فإن الملح يتأين ليعطي أيونين (K^{+1}) و أيون واحد من الكبريتات (SO_4^{-2}) و تركيز كل منهما يعادل (0.2 M).



$$c^+ = 0.2 \times 2 = 0.4$$

$$c^- = 0.2$$

من هذا نستنتج التالي:

$$z^+ = 1$$

$$z^- = 2$$

بتطبيق القانون:

$$\mu = 0.5 (c_+ z_+^2 + c_- z_-^2)$$

بالتعويض في المعادلة:

$$\mu = 0.5 ((0.4 \times 1^2) + (0.2 \times 2^2)) = 0.5 \times 1.2 = 0.6 M$$

بالنسبة لخليط يتكون من 0.1 M كلوريد البوتاسيوم (KCl) و 0.2 M كبريتات البوتاسيوم (K_2SO_4)، فإن تركيز أيون البوتاسيوم (K^{+1}) يكون حاصل الجمع لأيونات البوتاسيوم الناتجة من تأين الكبريتات و الكلوريدات:

$$c^+ = 0.4 + 0.1 = 0.5$$

من هذا نستنتج التالي:

$$z^+ = 1$$

حيث c^+ يعادل تركيز أيون البوتاسيوم (K^+).

بالنسبة لتركيز أيون الكلوريد Cl^- :

$$c^- = 0.1, z^- = 1$$

بالنسبة لتركيز مجموعة الكبريتات SO_4^{-2} :

$$c^- = 0.2, z^- = 2$$

بتطبيق القانون:

$$\mu = 0.5 \left(\underbrace{c_+ z_+^2}_{K^+} + \underbrace{c_- z_-^2}_{Cl^-} + \underbrace{c_- z_-^2}_{SO_4^{-2}} \right)$$

بالتعويض في المعادلة:

$$\mu = 0.5 \left(\underbrace{0.5 \times 1^2}_{K^+} + \underbrace{0.1 \times 1^2}_{Cl^-} + \underbrace{0.2 \times 2^2}_{SO_4^{-2}} \right) = 0.7 M$$

و عليه يمكن إستنتاج أن:

أن القوة الأيونية للخليط = حاصل جمع القوة الأيونية لمكوناته

ث. بالنسبة لمحلول كلوريد الباريوم ($BaCl_2$) تركيزه $0.2 M$ فإن الملح يتأين ليعطي أيون (Ba^{+2}) و أيونين من الكلوريد (Cl^-) و تركيز كل منهما يعادل ($0.2 M$):



$$c^+ = 0.2$$

$$c^- = 0.2 \times 2 = 0.4$$

من هذا نستنتج التالي:

$$z^+ = 2$$

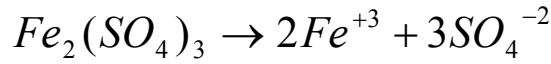
$$z^- = 1$$

بتطبيق القانون:

$$\mu = 0.5 (c_+ z_+^2 + c_- z_-^2)$$

$$\mu = 0.5 ((0.2 \times 2^2) + (0.4 \times 1^2)) = 0.5 \times 1.2 = 0.6 M$$

ج. بالنسبة لمحلول كبريتات الحديدك ($Fe_2(SO_4)_3$) تركيزه 0.2 M فإن الملح يتأين ليعطي أيونين (Fe^{+3}) و ثلاثة أيونات (SO_4^{-2}) و تركيز كل منهما يعادل (0.2 M):



من هذا نستنتج التالي: $C^+ = 0.2 \times 2 = 0.4$ $c^- = 0.2 \times 3 = 0.6$

$$z^+ = 3$$

$$z^- = 2$$

بتطبيق القانون:

$$\mu = 0.5 (c_+ z_+^2 + c_- z_-^2)$$

بالتعويض في المعادلة:

$$\mu = 0.5 ((0.4 \times 3^2) + (0.6 \times 2^2)) = 0.5 \times 6.0 = 3.0 M$$

8. الصورة اللوغاريتمية:

يتغير تركيز الأيونات أحياناً بما يقابل عدة أرقام أسية، مثل تغير تركيز أيون الهيدروجين من 10 إلى 4-10 مول/لتر. و لسهولة التعامل مع مثل هذه التغيرات أدخل مصطلح الرقم أو الأس الهيدروجيني pH بحيث يمكن التعبير عنه رياضياً بالمعادلة:

$$pH = -\log[H^+]$$

حيث $[H^+]$ هو تركيز أيون الهيدروجين (مول/لتر) و يأتي الحرف p في الرمز pH من الكلمة الألمانية potenz و التي تعني القوة.

مثال:

احسب الأس الهيدروجيني لمحلول حمض الهيدروكلوريك (HCl) تركيزه (0.1 M).

الحل:

بما أن حمض الهيدروكلوريك (HCl) قوي و يتأين كلياً إلى أيونات الهيدروجين (H^+) و أيونات الكلوريد (Cl^-)، فإن تركيز أيون الهيدروجين يعادل تركيز الحمض الأول:

$$[H^+] = 0.1 \text{ M} = [10^{-1} \text{ M}]$$

و بالتعويض في المعادلة:

$$pH = -\log[H^+]$$

$$pH = -\log[10^{-1}] = 1$$

هذه المعادلة يمكن إستخدامها في التعبير عن تراكيز أيونات الفلزات (C_m) كما يلي:

$$pC_m = -\log C_m$$

كما أنه في حالة تأين الأحماض أو القواعد الضعيفة فإنه يمكن التعبير عن ثابت التأين K_a , K_b بإستخدام المعادلة السابقة كالآتي:

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

مثال:

إحسب قيمة pK_a لحمض الخليك (CH_3COOH)، علماً أن قيمة ثابت التأين له تساوي $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$.

الحل:

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_a = -\log (1.8 \times 10^{-5}) = 4.75$$

9. قوة المحلول (Strength):

هى عدد الجرامات من المذاب الصلب التى تذوب فى 1 لتر من المذيب ووحدتها هى g/l.

ويمكن حسابها للمحاليل عن طريق العلاقة الآتية:

فى حالة استخدام محاليل معبرا عن تركيزها بالمولارية تكون $S = M \times M.Wt$

فى حالة استخدام محاليل معبرا عن تركيزها بالعيارية تكون $S = N \times Eq.Wt$

فى حالة التراكيز المخففة جدا (من أمثلتها التطبيقية تحاليل المياه والدم) نلجأ الى استخدام المصطلحات التالية:

1- عدد الأجزاء في المليون ((Part Per Million (ppm)):

يعرف على أنه وزن المادة المذابة بالمليجرام في واحد كيلو جرام (أو واحد لتر) من المذيب. و يمكن

أن نقول أنه وزن المادة المذابة بالميكروجرام في واحد جرام (أو واحد مللي لتر) من المذيب. فمثلاً إذا قيل أن

ماء الشرب يحتوي علي 0.1 ppm من ملوث معين فإنها تعني أن كل واحد جرام ماء شرب يحتوي علي 0.1

ميكروجرام (μg) من هذا الملوث.

$$1 \text{ ppm} = \frac{1}{1000000} = 0.000001 = 1 \times 10^{-6}$$

يمكن من العلاقة السابقة إيجاد علاقة للتحويل من ppm إلى النسبة المئوية حيث:

$$1 \text{ ppm} = 0.0001\%$$

2- عدد الأجزاء في البليون ((Part Per Billion (ppb)):

وزن المادة المذابة بالميكروجرام في واحد كيلو جرام (أو واحد لتر) من المذيب. في المحاليل المخففة

جداً يعبر عن التركيز بجزء من المليون (ppm) أو جزء في البليون (ppb) أو جزء في الألف (ppt).

$$ppt = \frac{\text{gm of solid}}{\text{gm of solution}} \times 10^3$$

$$ppm = \frac{\text{gm of solid}}{\text{gm of solution}} \times 10^6$$

$$ppb = \frac{\text{gm of solid}}{\text{gm of solution}} \times 10^9$$

أيضا مصطلح جزء في المليون (ppm) يدل علي واحد جرام من المادة يوجد في مليون جرام للمحلول الكلي أو المخروط ، فعلى سبيل المثال المحاليل المخففة المائية والتي كثافتها قريبة من الواحد الصحيح (1 g/mL) فإن ppm تمثل أو تساوي تقريبا:

$$ppm = \frac{\mu g (solute)}{mL (solution)} \quad \text{Or} \quad ppm = \frac{mg (solute)}{L (solution)}$$

مثال:

عينة من ماء الشرب كثافتها 1.02 جرام/مل تحتوي علي 17.8 جزء في المليون (ppm) من النترات (NO_3^{-1}). أحسب المولارية للنترات في عينة الماء.

الحل:

من المعروف أن المولارية هي عدد مولات المذاب في لتر من المحلول و أن 17.8 جزء في المليون تعني أن عينة الماء تحتوي علي 17.8 ميكروجرام من NO_3^{-1} لكل واحد جرام من المحلول. و وزن لتر واحد من المحلول يمكن حسابه كالتالي:

$$\frac{\text{الوزن (جرام)}}{\text{الحجم (مل)}} = \text{الكثافة}$$

$$\text{الوزن (جرام)} = \text{الكثافة} \times \text{الحجم (مل)} = 1000 \times 1.02 = 1020 \text{ جرام}$$

من بيانات المثال:

$$\begin{aligned} \frac{17.8}{10^6} \text{ جرام من } \text{NO}_3^{-1} &\equiv \text{واحد جرام من المحلول} \\ x \text{ جرام من } \text{NO}_3^{-1} &\equiv 1020 \text{ جرام من المحلول} \end{aligned}$$

$$\frac{1020 \text{ جرام من المحلول} \times \frac{17.8}{10^6} \text{ جرام من } \text{NO}_3^{-1}}{\text{واحد جرام من المحلول}} = x \text{ جرام من } \text{NO}_3^{-1}$$

$$x \text{ جرام من } \text{NO}_3^{-1} = 1020 \times 10^{-6} \times 17.8 = 0.0182 \text{ جرام}$$

لذلك فإن مولارية محلول من النترات حجمه واحد لتر و يحتوي على 0.0182 جرام من النترات يمكن حسابها كالاتي:

$$\frac{\text{عدد مولات } \text{NO}_3^{-1}}{\text{حجم المحلول (لتر)}} = \text{المولارية}$$

$$\frac{\text{وزن } \text{NO}_3^{-1} \text{ المذابة (جرام)}}{\text{الوزن الجزيئي لـ } \text{NO}_3^{-1}} = \text{عدد مولات } \text{NO}_3^{-1}$$

إذا علمنا أن الوزن الذري للنيتروجين = 14 و للأكسجين = 16، فإن:

$$62 = (3 \times 16) + (1 \times 14) = \text{الوزن الجزيئي لـ } \text{NO}_3^{-1}$$

$$\text{عدد مولات } \text{NO}_3^{-1} = \frac{0.0182}{62} = 2.94 \times 10^{-4} \text{ مول}$$

و بما أن حجم المحلول المفترض يساوي واحد لتر فإن:

$$\text{المولارية} = \frac{2.94 \times 10^{-4}}{1.0} = 2.94 \times 10^{-4} \text{ مول/لتر}$$

التحليل الحجمي Volumetric Analysis

يعتمد التحليل الحجمي على قياس حجم المحلول المعلوم التركيز (القياسي) اللازم للتفاعل مع كمية أو حجم محدد من المادة المجهولة التركيز (العينة المراد دراستها). و عليه مطلوب في مثل هذه العمليات:

معرفة أحجام المحاليل المتفاعلة بدقة.

معرفة تركيز أحد المواد الداخلة في معادلة التفاعل.

1 – أقسام التفاعلات الكيميائية المستخدمة في التحليل الحجمي:

يمكن تقسيم التفاعلات الكيميائية المستخدمة في التحليل الحجمي إلي قسمين رئيسيين هما:

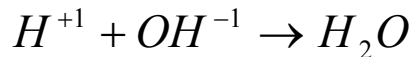
نوع يتضمن التفاعلات التي لا يصابها تغير في حالة التأكسد للمواد المتفاعلة و إنما تعتمد علي إتحاد الأيونات مع بعضها فقط و هذه تشمل تفاعلات التعادل، الترسيب و تكوين متراكبات.

نوع آخر يتضمن تفاعلات الأكسدة و الإختزال و التي يحدث أثنائها تغييرات في حالة التأكسد.

و عليه يمكن تقسيم طرق التحليل الحجمي إلي أربعة أقسام :

معايير الأحماض والقواعد Acid-Base Titrations:

عند إضافة الحمض إلى القاعدة يحدث تفاعل بين أيونات الهيدروجين الحمضية و أيونات الهيدروكسيد القلوية و يرافق هذه التفاعلات تغيرات في قيمة الرقم الهيدروجيني pH:

**معايير الترسيب Precipitation Titrations:**

هذا النوع من المعايير يعتمد على التفاعلات الكيميائية التي يرافقها تشكيل رواسب شحيحة الذوبان أثناء المعايرة و ذلك باستخدام محلول قياسي مناسب (المرسب).

المعايير التي تتضمن تكوين مركب معقد Complex-metric Titrations:

هنا تكون نتيجة التفاعل الكيميائي مترابك معقد ذو وزن جزيئي عالي قد يكون ذائبا ملوناً أو يكون شحيح الذوبان بحيث يتم ترسيبه و ترشيحه.

معايير الأكسدة والاختزال Oxidation-Reduction Titrations:

حيث يحدث تفاعل بين المواد المؤكسدة و المواد المختزلة يحصل فيها بعض الإنتقالات الألكترونية بين المواد المتفاعلة تؤدي إلى تغييرات في أرقام الأكسدة و يرافق هذه المعايير تغيرات في الجهد الكهربائي.

2 – المعايرة Titration:

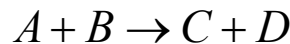
هي الطريقة التي يتم بها تنقيط محلول معلوم التركيز إلى حجم معلوم من محلول آخر مجهول التركيز حتي يتم التفاعل بين المادتين، و بالتالي يمكن معرفة تركيز المحلول مجهول التركيز عن طريق معرفة الحجم المستهلك من المحلول معلوم التركيز.

يسمي المحلول معلوم التركيز بالمحلول القياسي (Standard Solution) حيث يضاف من السحاحة (Burette) إلى المحلول مجهول التركيز الموجود بالدورق المخروطي. لمعرفة نقطة إنتهاء التفاعل (End Point or Equivalence Point) تستخدم مواد كيميائية تعرف بالأدلة (Indicators).

متطلبات المعايرة:

يشترط في التفاعل الكيميائي المستخدم في المعايرة أن يكون :

1. أن يكون التفاعل بين المحلولين بسيطاً و يمكن تمثيله بمعادلة كيميائية موزونة.
2. يجب أن يكون التفاعل سريعاً.
3. أن يكون من الممكن الاستدلال علي لحظة انتهاء التفاعل (نقطة النهاية).
4. أن يكون إنتقائياً أو مميزاً أي أن تتحد المادة القياسية مع المادة المراد تقديرها فقط و ليس مع أي مادة أخرى أو الشوائب الموجودة فيها (بمعنى آخر عدم حدوث أي تفاعلات جانبية).
5. يجب أن يكون التفاعل كيمياً بحيث يكون توازن التفاعل متجهاً باتجاه أقصى اليمين:



4 – المحاليل القياسية Standard Solutions

المحلول القياسي هو المحلول الذي يحتوي على كمية معلومة من المذاب في حجم معلوم من المذيب و

لذلك فهو محلول معلوم التركيز. تنقسم المحاليل القياسية إلى نوعين هما:

1. مادة قياسية أولية Primary Standard:

هي المادة التي يعد محلولها بالوزن المباشر للمادة نفسها ثم إذابتها في حجم معلوم من المذيب هذا و تصل درجة نقاوة المادة القياسية الأولية إلى قيمة أكبر من 95 % و لكي يمكن إعتبار المادة الكيميائية على أنها مادة قياسية أولية إذا توافرت فيها الشروط الآتية:

1. أن تكون ذات درجة عالية من النقاوة.
2. أن تكون مستقرة غير متأثرة بالهواء الجوي.
3. أن تكون قادرة على التفاعل كميًا مع المادة المراد تقديرها.
4. أن تكون قابلة للذوبان في المذيبات المختلفة.
5. أن تكون سهلة التجفيف و الوزن.
6. أن تكون ذات وزان جزيئي كبير لتقليل نسبة الخطأ في عملية الوزن.
7. أن تكون متاحة بمعنى أن يكون من السهل الحصول عليها.
8. أن يكون سعرها في متناول الجميع.

من أمثلة المواد القياسية الأولية:

أمثلة لمواد قياسية أولية قاعدية:

كربونات الصوديوم (Sodium Carbonate (Na_2CO_3).

بورات الصوديوم (البوراكس) (Sodium Borate (Borax) ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$).

أمثلة لمواد قياسية حامضية:

حامض الأوكساليك (Oxalic acid ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$).

حامض البنزويك (Benzoic Acid ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$).

فيثالات البوتاسيوم الهيدروجينية (Potassium Hydrogen Phthalate ($\text{C}_8\text{H}_5\text{KO}_4$).

2. المادة القياسية الثانوية Secondary Standard

في حالة عدم توفر مادة أولية نقية لمركب الكاشف يلجأ إلي تحضير محلول ذي تركيز تقريبي

باستخدام مادة غير أولية لمركب الكاشف (مادة ثانوية) و من ثم يتم إيجاد التركيز الحقيقي لذلك المحلول عن طريق معايرته بواسطة محلول قياسي أولي. هذه العملية تسمى بالتقييس Standardization. فمثلاً عند تحضير محلول قياسي لـ NaOH يلجأ إلي إذابة وزن معين في حجم معين وبذلك نحصل علي محلول ذي تركيز تقريبي لأن NaOH مادة غير أولية لأنها غير نقية لذا لابد من تحديد التركيز الحقيقي وذلك بمقايسته بمادة أولية مثل فثالات البوتاسيوم الهيدروجينية و بعد ذلك يمكن استخدام NaOH لمعايرة مواد أخرى مثل H_2SO_4 .

5 – نقطة النهاية End Point و نقطة التكافؤ Equivalence Point:

1. نقطة النهاية End Point:

نقطة النهاية هي النقطة العملية التطبيقية التي تحدد لحظة نهاية المعايرة و هي اللحظة التي يظهر عندها تغير مرئي في المحلول في ورق المعايرة دليلاً علي نهاية التفاعل بين المحلولين و يستعمل الدليل لتحديد نقطة النهاية، بعدة طرق منها:

أ. تغير أحد ألوان المتفاعلين (دليل ذاتي).

ب. استخدام دليل كيميائي يتغير لونه عند نقطة النهاية الطرق المرئية (visible Methods).

ت. استخدام جهاز خاص مثل جهاز قياس الرقم الهيدروجيني pH-meter الطرق الغير مرئية

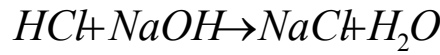
(Invisible Methods).

2. نقطة التكافؤ Equivalence Point:

تعرف نقطة التكافؤ على أنها نقطة نظرية يصعب تحديدها بشكل عملي و هي تدل على لحظة إكمال التفاعل بين محلول المادة القياسية و محلول المادة المراد تقديرها، إنها النقطة التي يتساوى عندها عدد المكافئات الجرامية لمحلول المادة القياسية مع عدد المكافئات الجرامية لمحلول المادة المراد تقديرها.

مثال:

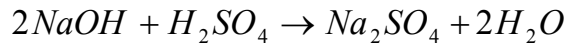
في حالة معايرة حجم معلوم من محلول مجهول التركيز من حمض الهيدروكلوريك بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم



في هذا المثال نقطة التكافؤ تحدث عند إستهلاك كل كمية حمض الهيدروكلوريك، أي بعبارة أخرى كل مولات حمض الهيدروكلوريك تكون قد تفاعلت مع نفس عدد المولات من هيدروكسيد الصوديوم (الآن نسبة التفاعل 1:1).

مثال:

في حالة معايرة حجم معلوم من محلول مجهول التركيز من حمض الكبريتيك بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم.



في مثل هذا المثال نقطة التكافؤ تحدث عند استهلاك كل حمض الكبريتيك، أي بعبارة أخرى كل مولات حمض الكبريتيك تكون قد تفاعلت مع عدد مولات من هيدروكسيد الصوديوم مقداره ضعف عدد مولات الحمض (الآن نسبة التفاعل هنا هي 2:1).

6 – الدليل Indicator:

الدليل عبارة عن مركب كيميائي تتم إضافته قبل المعايرة بكمية ضئيلة جداً بحيث يتسبب في إحداث تغييراً ملحوظاً لإحدى الخصائص الفيزيائية أو الكيميائية للمحلول. يساهم الدليل في تحديد نقطة نهاية المعايرة و التي يجب أن تتطابق مع نقطة التكافؤ أو أن تكون قريبة جداً منها، و عملياً يوجد فارق ضئيل جداً بين النقطتين يعبر عنه بخطأ الدليل.

يجب التوضيح أن الدليل عموماً هو مادة مساعدة في المعايرة لونها في بداية المعايرة يختلف عن نوعها في نهاية المعايرة وله أنواع مختلفة باختلاف نوع المعايرة المستخدم فيها الدليل و هي:

1- أدلة داخلية : وهي التي تكون موجودة في حيز المعايرة ولها أنواع:

أ- دليل معايرة حمض وقاعدة : هو حمض أو قاعدة عضوية ضعيفة لونها في الوسط الحامضى يختلف عن لونها في الوسط القاعدي وسهلة التأثير بالتغيير في قيمة الـ pH، ومن أمثلتها:

أحمر - أصفر	2.8 - 1.2	ثيمول الأزرق
برتقالي - أصفر	4.4 - 2.1	المثيل البرتقالي
أحمر - أصفر	6.3 - 4.2	المثيل الأحمر
أصفر - أزرق	7.6 - 6.0	البروموثيمول الأزرق
أصفر - أحمر	8.8 - 7.2	كريزول الأحمر
لا لون - أحمر	10.0 - 8.3	فينول فيثالين
أصفر - أحمر	12.0 - 10.1	الآليزارين الأصفر

ب- أدلة ذاتية : وهى أن يعمل أجد المتفاعلات كدليل ويكون لونه فى بداية المعايرة يختلف عن نوعها فى نهاية المعايرة مثال برمنجنات البوتاسيوم .

ت- أدلة أيونات الفلزات: التى تستخدم فى معايرات تكوين المتراكبات مثل دليل E.B.T

2- أدلة خارجية: وهى التى توجد خارج حيز المعايرة نظرا لما تسببه من بعض المشاكل فى المعايرة ومن

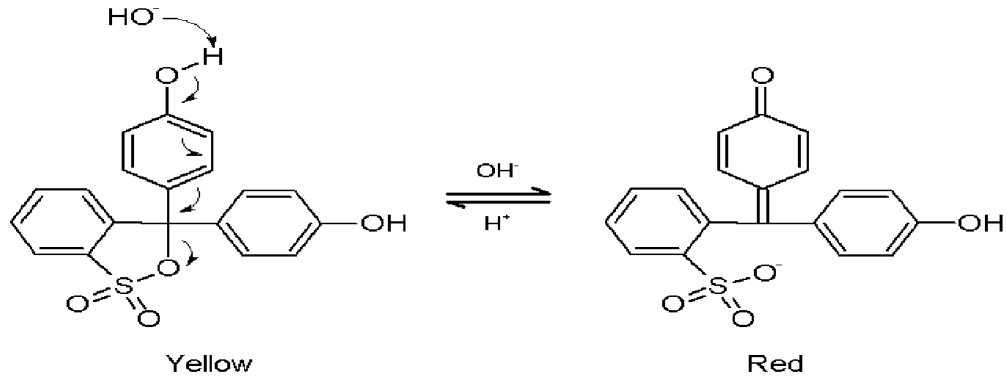
أهما عملية حجب الدليل للمادة المراد تقديرها مثل $K_4[Fe(CN)_6]$.

ميكانيكية عمل الدليل:

الأصباغ التى يعتمد لونها على تركيز $[H_3O^{+}]$ هي أبسط الأدلة المستعملة لتقدير قيمة pH للمحاليل.

هذه الأصباغ عادة تكون أحماض أو قواعد ضعيفة بحيث تكون لصورة القاعدة أو الحمض القرين ألوان مختلفة

بتغير قيمة pH فمثلاً دليل الفينول الأحمر يتأين حسب المعادلة التالية:



7. حسابات المعايرة:

أثناء المعايرة نحصل علي حجم أحد المواد الداخلة في تفاعل المعايرة (المادة القياسية الموجودة بالسحاحة) و بما أن حجم المادة الأخرى (المادة المراد تقديرها الموجودة بالدورق) يكون معلوماً و كذلك تركيز المادة القياسية، لذا يمكن إيجاد تركيز المادة المراد تقديرها من القانون التالي آخذين في الاعتبار أنه عند نقطة النهاية فإن عدد المولات المستهلكة من المادة القياسية يساوي عدد المولات المستهلكة من المادة المراد تقديرها، و عليه فإن تركيز المادة المراد تقديرها يمكن حسابه باستخدام المعادلة التالية:

$$(المادة المراد تقديرها) \quad M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2 \quad (المادة القياسية)$$

حيث: M_1 تركيز محلول المادة القياسية (مول/لتر)

V_1 حجم محلول المادة القياسية (مل)

M_2 تركيز محلول المادة المراد تقديرها (مول/لتر)

V_2 حجم محلول المادة المراد قياسها (مل)

و يمكن إعادة كتابة هذا القانون كما يلي:

$$(المادة المراد تقديرها) \quad N_1 \times V_1 = N_2 \times V_2 \quad (المادة القياسية)$$