

الفصل الثالث

تحضير المحاليل

Preparation of Solutions

3-1 مقدمة :

من المهم جداً قبل البدء في أي عملية تحليل أن يتم تحضير المحاليل اللازمة لإجراء التجربة بشكل صحيح . حيث تتم أحياناً عملية تحضير المحاليل بالشكل غير المطلوب لعدم انتباه المحلل إلى رطوبة المادة المراد وزنها أو أن الماء المستخدم غير مقطر أو أن طريقة الوزن قد تكون غير دقيقة . لذلك لابد أثناء تحضير هذه المحاليل من الانتباه إلى نوعية المادة المأخوذة وإلى المحل المستخدم وإلى الشوائب التي قد توجد بشكل غير مرغوب فيه أثناء عملية التحليل والتي تؤدي أحياناً إلى فشل عملية التحليل بشكل كامل رغم أن طريقة التحليل المستخدمة تكون قد نفذت بشكل صحيح، كل ذلك يجعل من موضوع تحضير المحاليل موضوعاً مهماً .

3-2- طريقة أخذ العينات :

تعد طريقة أخذ العينات خطوة هامة من خطوات التحليل، فعندما تكون العينة المأخوذة لا تمثل المادة المراد تحليلها فإن نتيجة التحليل ستكون حتماً خاطئة، ولهذا يجب الانتباه عند أخذ العينة للتحليل إلى كونها تمثل بشكل فعلي المادة كلها ، أي أن تركيب العينة المأخوذة يجب أن يمثل تماماً عدد مكونات العينة الأصلية . كما أن المتطلبات الإحصائية تتطلب إعطاء جميع مكونات العينة فرصة متساوية لوجودها في العينة المدروسة، ويتم ذلك بأن تؤخذ كميات من كل قسم من العينة الأصلية، ثم تجمع هذه الكميات وتمزج ويعاد أخذ العينة مرة أخرى حتى نحصل على عينة مناسبة .

أما لو تم أخذ عينة عشوائية فهذا يؤدي أحياناً إلى حدوث أخطاء كبيرة وإلى إعطاء نتائج تحليلية لا تمثل الواقع الأصلي للعينة المدروسة . لهذا توجد عدة طرائق لأخذ العينات إذا كانت صلبة أو سائلة أو غازية .

3-2-1- طريقة أخذ العينات الصلبة :

إن طريقة أخذ العينات الصلبة هي أكثر صعوبة من غيرها نتيجة عدم إمكانية خلطها مثل العينات السائلة أو الغازية . كما لا تحدث فيها عملية الانتشار التي تؤدي إلى عملية المزج .

وغالباً ما يتطلب التحليل الحجمي أخذ كمية قليلة جداً من المادة الصلبة المدروسة مقدارها لا يتجاوز 1 غ تقريباً ، في الوقت الذي ينتج غالباً في المصنع مئات أو آلاف الأطنان من هذه المادة . فكيف نأخذ من آلاف الأطنان غراماً من المادة المراد تحليلها ونحن على يقين تام من أن تركيب العينة المأخوذة لا يختلف عن التركيب الوسطي للكمية الكلية . للحصول على عينة صغيرة تمثل في تركيبها أعلى نسبة تشابه مع الكمية الكلية نتبع الخطوات التالية عند اختيار العينة .

1- التحضير الأولي للعينة :

يتم التحضير الأولي للعينة بحيث تؤخذ عينات من أماكن مختلفة من الكمية الكلية بحيث تمثل أغلبية مناطق هذه الكمية . من ثم تخطط هذه العينات مع بعضها بعضاً وبذلك نحصل على كمية كبيرة من العينة لذلك لابد من تخفيض كميتها .

2- تخفيض الكمية :

لتخفيض الكمية المحصول عليها من التحضير الأولي للعينه تستخدم عادة طريقة الأرباع لهذا الغرض . بحيث تجمع العينه المأخوذة في كومة غير مرتفعة ومستطيلة الشكل ثم تقسم قطرياً إلى أربعة أقسام، يطرح جانباً القسمان المتقابلان ويجمع القسمان المتبقيان في كومة مستطيلة الشكل مرة أخرى، ثم تقسم من جديد إلى أربعة أقسام يطرح جانباً القسمان المتقابلان ويجمع القسمان المتبقيان من جديد وهكذا تكرر العملية عدة مرات إلى أن تنخفض كمية العينه إلى الكمية المطلوبة .

3- طحن العينه :

تطحن العينه المأخوذة حسب الحاجة مع التحريك حتى يصبح تجانس بين جميع جزيئات المادة الصلبة بعد ذلك تحفظ العينه في عبوة يكتب عليها اسم المادة وتاريخ تحضيرها إلى ما هنالك من عنونة أخرى يمكن أن تميز بها هذه العينه عن غيرها من العينات الأخرى .

4- تجفيف العينة :

يكون للمساحيق الناتجة عن طحن العينة سطح نوعي كبير وهذا ما يؤدي إلى امتصاص الرطوبة بشكل أكبر، لذلك يجب التخلص من الرطوبة قبل وزن العينة .

لتجفيف العينة يتم وضعها في فرن درجة حرارته أعلى من 105°C ولمدة ساعة على الأقل ، وبعد ذلك تنقل إلى مجفف يحوي مادة مجففة مثل كلوريد البوتاسيوم وتترك العينة في المجفف حتى تبرد، من ثم يتم تحضير المادة لعملية الوزن .

3-2-2- طريقة أخذ العينات السائلة :

عندما تكون العينة الأصلية سائلة ومتجانسة كيميائياً في هذه الحالة يمكن أخذ الكمية المطلوبة حجماً أو وزناً وذلك بعد مزج العينة الكلية الأصلية بشكل جيد .

أما إذا كانت العينة الأصلية بشكل سائل مستحلب أو معلق فهناك صعوبة في أخذ العينة المطلوبة . وبشكل عام في هذه الحالة يجب المزج القوي للعينة الأصلية، من ثم تؤخذ العينة من أماكن مختلفة وهذه العينات يمكن أن تحلل بشكل منفصل أو مجتمعة، بحيث تصبح مركبة تمثل العينة الأصلية .

3-2-3- طريقة أخذ العينات الغازية :

إن مزج العينات الغازية سهل جداً حيث انتشار الغاز العشوائي في الحيز يعطيه إمكانية المزج السهل له .
لذلك عند أخذ العينة الغازية المطلوبة بواسطة محقنة أو إبرة حقن (مخصصة لأخذ الغازات وهي تحتوي على صمام يمكن إغلاقه بعد أخذ الحجم اللازم من العينة الغازية) يجب الانتباه إلى الجهاز الذي سوف يحقن الغاز فيه من إبرة الحقن بأنه خال من التسرب وإلا فنتائج التحليل ستكون خاطئة .

3-3- المواد القياسية الأولية :

من المعروف أنه ليست جميع المركبات الموجودة في مخبر ما يمكن اعتبارها مواد قياسية أولية . لذلك هناك متطلبات يجب أن تحققها المواد القياسية الأولية وهي :

- 1- يجب أن تتوفر المادة القياسية الأولية في حالة نقية تحليلياً .
 - 2- يجب أن يكون لها وزن مكافئ مرتفع للتقليل من تأثير أخطاء وزن كميات صغيرة أثناء تحضير محاليل منخفضة التركيز .
 - 3- يجب أن لا يطرأ عليها أي تغيير أو تبديل مع الزمن إذا كانت محكمة الإغلاق .
 - 4- يجب أن تكون سهلة الانحلال في الشروط التي تجري فيها عملية التحليل فيمكن عندئذ إجراء المعايرة فوراً وعلى البارد .
 - 5- يجب ألا يحصل على أي ناتج أثناء المعايرة قادر على التداخل .
 - 6- يجب أن تكون المادة القياسية الأولية عديمة اللون قبل المعايرة وبعدها حتى لا يحصل تداخل من لونها مع تغير لون المشعر .
- كما يفضل أن تكون المادة القياسية الأولية صلبة . لهذا لا تحقق كافة المواد المقبولة كمواد أولية جميع المتطلبات السابقة دوماً، لذلك يجب التنويه إلى أن المواد التي تحقق هذه المتطلبات كلها يمكن اعتبارها مواد قياسية مثالية .

3-4 المحاليل القياسية :

تعرف المحاليل القياسية على أنها محاليل تكون تراكيزها معلومة . أي بتعبير آخر المحلول القياسي هو محلول معلوم التركيز .

وتدعى العملية التي يتم بواسطتها تعيين تركيز المحلول القياسي بعملية التقييس ، حيث لا يكون تقييس المحلول في العديد من الحالات أمراً ضرورياً بسبب توفر مواد تدعى المواد القياسية الأولية . حيث هي مواد نقية تحليلياً يحضر منها محلول قياسي بإذابة كمية موزونة بدقة في كمية من المحل المناسب ومن ثم يكمل المحلول بالمحل إلى الحجم المحدد .

وبصورة عامة لتحضير المحلول القياسي . يتم وزن المادة القياسية على زجاجة ساعة، من ثم تنقل إلى قمع ترشيح موضوع على عنق الدورق الحجمي، وبمساعدة كمية من المذيب تشطف زجاجة الساعة مع القمع بحيث تصبح جميع بقايا المادة الموزونة في الدورق الحجمي ويغسل الجدار الداخلي لعنق الدورق الحجمي أيضاً، من ثم يحرك المزيج بخضه مرات عديدة حتى يتم انحلال المادة الصلبة من ثم تضاف كمية المحل اللازمة حتى الحجم المطلوب .

يتم الحصول على وزن المادة بالفرق ما بين وزن زجاجة الوزن قبل نقل هذه المادة إلى الحوجلة المدرجة وبعده . تتبع هذه الطريقة في حالة وزن المواد الماصة للرطوبة والتي لا تكون عادة مواد قياسية أولية . هذا وهناك الكثير من المركبات التي لا تتحل إلا بصعوبة ويكون التسخين عندئذ ضرورياً للحصول على الانحلال . فيجب في هذه الحالة أن توضع المادة في بيشر ويضاف إليها المذيب، ويتم الاستعانة بالتسخين حتى تمام الانحلال وينتظر بعد ذلك إلى أن يبرد المحلول تماماً، ثم ينقل بصورة كمية إلى الحوجلة أو الدورق الحجمي حتى يضبط الحجم إلى علامة التدرج .

إذا كان انحلال المركب مترافقاً بانتشار حرارة أو امتصاصها، يفضل عندئذ إجراء التمديد جزئياً في وعاء آخر في البداية حتى تصبح درجة حرارته مساوية لدرجة حرارة الغرفة من ثم ينقل إلى الدورق الحجمي المناسب ويكمل بالمحل إلى الحجم المطلوب .

3-4-1- المحاليل القياسية الأولية :

المحلول القياسي الأولي هو المحلول المحضر من مادة قياسية أولية بتركيز معلوم . وهذا المحلول ليس بحاجة إلى تقييس (ضبط تركيزه) لأنه بالأصل محضر من مادة تتمتع بمواصفات المادة القياسية الأولية التي تمت دراستها في الفقرة 3-3 من هذا الفصل .

ومن المواد القياسية الأولية الهامة التي سوف يتم استخدامها في التحليل الحجمي بكثرة هي كربونات الصوديوم Na_2CO_3 ، كلوريد الصوديوم NaCl ، أوكسالات الصوديوم $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ، حمض الأوكساليك $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ وهناك مواد أخرى عديدة تتمتع بمواصفات المواد القياسية الأولية .

ولنأخذ بعض الأمثلة التي توضح طريقة تحضير بعض هذه المحاليل القياسية الأولية .

مثال (1) :

حضر محلولاً قياسياً أولياً من كربونات الصوديوم تركيزه 0.1M وحجمه 500 مل ومحلولاً آخر تركيزه 0.2 N حجمه 200 مل .

الحل :

قبل البدء بعملية الوزن ، يجب اختيار مادة كربونات الصوديوم التي تتمتع بنقاوة عالية أكثر من 99 % . من ثم تجفف هذه المادة في فرن درجة حرارته أعلى من 105 °C ولمدة لا تقل عن الساعة، بعد ذلك توضع المادة في مجفف زجاجي حتى تبرد تماماً ويتم أخذ الوزن اللازمة لتحضير المحلول المطلوب .

أ . تحضير محلول تركيزه 0.1M وحجمه 500 مل :

لحساب الوزن اللازم من كربونات الصوديوم لتحضير المحلول يتم الاستعانة بتعريف المولارية التي تمت دراستها سابقاً :

$$M = \frac{\text{عدد الجزيئات الغرامية}}{V} = \frac{m / M_w}{V}$$

بالتالي يمكن حساب الكمية الواجب أخذها من كربونات الصوديوم

$$m = M.V.M_w \quad (1)$$

حيث تمثل m : وزن كربونات الصوديوم الواجب أخذها

M : المولارية المراد تحضيرها .

V : حجم المحلول المطلوب تحضيره مقدراً بالليتر .

M_w : الكتلة الجزيئية لكربونات الصوديوم وهي تساوي 106 غ/مول .

$$m = 0.1 \times (500/1000) \times 106 = 5.3 \text{ g}$$

إذاً لتحضير محلول من كربونات الصوديوم تركيزه 0.1M وحجمه 500 مل يتم أخذ 5.3 غ من كربونات الصوديوم وتحل في كمية قليلة من الماء ثم يكمل الحجم كمياً في دورق حجمي إلى 500 مل بالماء المقطر .

ملاحظة : تفيد العلاقة رقم (1) في حساب كمية المادة المراد وزنها لتحضير أي محلول من مادة صلبة علم حجمه ومولاريتته .

ب - تحضير محلول تركيزه 0.2N وحجمه 200 مل :

لحساب الوزن اللازم من كربونات الصوديوم لتحضير هذا المحلول يتم الاستعانة بتعريف النظامية التي درست سابقاً :

$$N = \frac{\text{عدد المكافئات الغرامية}}{V} = \frac{m / Ew}{V}$$

بالتالي يمكن حساب الكمية الواجب أخذها من كربونات الصوديوم بالعلاقة التالية :

$$m = N \cdot V \cdot Ew \quad (2)$$

حيث : Ew : الوزن المكافئ لكربونات الصوديوم وهو يساوي إلى :

$$Ew = \frac{Mw}{\text{عدد ذرات المعدن} \times \text{تكافؤه}} = \frac{106}{2} = 53 \text{ g/eq.g}$$

وبتعويض القيم في العلاقة السابقة نجد :

$$m = 0.2 \times (200/1000) \times 53 = 2.12 \text{ g}$$

وبالتالي لتحضير محلول من كربونات الصوديوم تركيزه 0,2N وحجمه 200 مل يتم أخذ 2,12 غ من كربونات الصوديوم وتذوب في كمية قليلة من الماء المقطر ثم يكمل الحجم كميّاً في دورق حجمي (بالون معاير) بالماء المقطر إلى 200 مل.

ملاحظة : تفيد العلاقة رقم (2) في حساب كمية المادة المراد وزنها لتحضير أي محلول من المواد الصلبة علم حجمه ونظاميته.

مثال (2) :

حضر محلولاً من أوكسالات الصوديوم تركيزه 0,1M وحجمه 1 ليتر ومحلولاً آخر منه بتركيز قدره 0.1N وحجمه 500 مل وذلك للمعايرة بطريقة الأكسدة والإرجاع في وسط حمضي .

أ - تحضير المحلول الأول ذي التركيز 0.1M وحجمه 1 ليتر .

لحساب كمية أوكسالات الصوديوم الواجب وزنها نطبق العلاقة رقم (1) علماً أن صيغة أوكسالات الصوديوم هي $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ووزنها الجزيئي هو 134 غ /مول .

$$m = M.V.M_w = 0.1 \times 1 \times 134 = 13.4 \text{ g}$$

إذاً لتحضير هذا المحلول يتم وزن 13.4 غ من أوكسالات الصوديوم التي تحل بكمية قليلة من الماء المقطر ثم ننقل كمياً إلى دورق حجمي سعة 1 ليتر وتكمل بالماء المقطر حتى التدرج المناسبة .

ب - تحضير محلول آخر من أوكسالات الصوديوم بتركيز 0.1N وحجمه 500 مل .

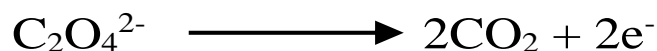
لتحضير هذا المحلول يتم الاستعانة بالعلاقة رقم (2) نجد :

$$m = N.V.Ew$$

يجب أن نعرف الوزن المكافئ لأوكسالات الصوديوم حتى يتم تحضير هذا المحلول والذي يحسب كما يلي :

$$Ew = (Mw/n) = 134 / 2 = 67 \text{ g/eq.g}$$

حيث عدد الالكترونات المتبادلة هي 2 الكترون :



$$m = 0.1 \times (500/1000) \times 67 = 3.35 \text{ g}$$

وهكذا لتحضير هذا المحلول يتم أخذ 3.35 غ من أوكسالات الصوديوم وتحل بكمية قليلة من الماء المقطر ثم يكمل الحجم كمياً في دورق حجمي سعته 500 مل حتى التدرجة بالماء المقطر .

3-4-2- المحاليل القياسية الثانوية :

المحلول القياسي الثانوي هو محلول معلوم التركيز تم تقييسه (ضبط تركيزه) بمحلول قياسي أولي . حيث لا يمكن تحضير محلول قياسي أولي من هذا المحلول بسبب عدم توفر شروط المادة القياسية الأولية له .

وفي الكيمياء التحليلية غالباً ما يلجأ إلى تقييس المحاليل كل فترة من الزمن خوفاً من تغيير تراكيزها وبخاصة المحاليل التي يحتمل أن تكون غير ثابتة مع الزمن .

مثال :

زجاجة من حمض كلور الماء وجدت في المخبر كتب عليها تركيز الحمض 35 % وزناً وكثافته 1.17 غ/مل والمطلوب تحضير محلول من هذا الحمض تركيزه 1M وحجمه 100 مل ومحلول آخر تركيزه 0.1N وحجمه 500 مل .

الحل :

لتحضير المحاليل المطلوبة يجب معرفة تركيز الحمض الأصلي مقدراً بالمولارية M . من تعريف النسبة المئوية الوزنية يمكن كتابة ما يلي :

كل 100 غ من المحلول تحوي على 35 غ من حمض كلور الماء النقي وبالتالي يمكن تحويل وزن الـ 100 غ من المحلول إلى حجم بتطبيق قانون الكثافة $d = (m/V)$

حيث d : كثافة المحلول .

m : وزن المادة مقدرة بالغرام .

V : حجم المحلول مقدراً بالميليلتر

$$V = m/d = 100/1.17 \text{ ml}$$

أي بما أن كل 100 غ من المحلول يحتوي على 35 غ من حمض كلور الماء النقي .

بالتالي كل (100/1.17) مل من المحلول يحتوي على 35 غ من حمض كلور الماء النقي .

أي أن كل 1000 مل من المحلول يحتوي على C غ من حمض كلور الماء النقي .

$$C = 35 \times 1000 \times 1.17 / 100 = 409.5 \text{ g/L}$$

وبالتالي تركيز الحمض الأصلي هو:

$$M = C / M_w = 409.5 / 36.5 = 11.2 \text{ mol / L}$$

- ولتحضير محلول من حمض كلور الماء تركيزه 1M وحجمه 100 مل نطبق قانون التمديد العام :

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

حيث :الدليل (1) يمثل الحمض الأصلي

:الدليل (2) يمثل الحمض المراد تحضيره .

$$11.2 \times V_1 = 1 \times 100$$

$$V_1 = 8.9 \text{ ml}$$

أي لتحضير هذا المحلول يجب قياس 8.9 مل من حمض كلور الماء الموجود في الزجاجة الأصلية ويوضع في دورق حجمي سعته 100 مل ثم يكمل بالماء المقطر حتى الحجم .

أما لتحضير محلول من حمض كلور الماء تركيزه 0.1N وحجمه 500 مل يجب
بداية معرفة تركيز الحمض الأصلي مقدراً بالنظامية :

$$N=C / E_w$$

وبما أن حمض كلور الماء أحادي الوظيفة بالتالي الوزن المكافئ له :

$$E_w = M_w / 1 = 36.5 / 1 = 36.5 \text{ g/eq.g}$$

$$N= 409.5/36.5 = 11.2 \text{ eq.g/L}$$

ومن ثم نطبق قانون التمديد العام :

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

حيث : الدليل (1) يمثل الحمض الأصلي
والدليل (2) يمثل الحمض المراد تحضيره .

$$11.2 \times V_1 = 0.1 \times 500$$

$$V_1 = 4.46 \text{ ml}$$

أي لتحضير هذا المحلول يجب أخذ حجم من محلول الحمض الأصلي قدره
4.46 مل مقاساً بدقة ويوضع في دورق حجمي ثم يكمل الحجم بالماء المقطر حتى
500 مل .

من الجدير بالذكر أن محلول حمض كلور الماء لا يمكن تحضير محلول قياسي أولي منه ، لأن محاليله المركزة غير ثابتة مع الزمن ، لذلك ينصح دائماً عند تحضير محاليل من حمض كلور الماء أن تقيس بواسطة محلول قياسي أولي من كربونات الصوديوم ، وبالتالي تصح تراكيز محاليل حمض كلور الماء المحضرة ، في هذه الحالة تسمى محاليل الحموض المحضرة محاليل قياسية ثانوية.

مثال (2) :

محلول من حمض الكبريت المركز تركيزه 97% وزناً وكثافته 1.81 غ/مل والمطلوب تحضير محلول منه حجمه 400 مل وتركيزه 0.2M ومحلول آخر حجمه 500 مل وتركيزه 0.3N

الحل :

1- تحضير المحلول ذي التركيز 0.2M وحجمه 400 مل :

- كل 100 غ من المحلول يحتوي على 97 غ من حمض الكبريت النقي .
 - بالتالي كل (100/1.81) مل من المحلول يحتوي على 97 غ من حمض الكبريت النقي .
 - أي أن كل 1000 مل من المحلول يحتوي على C غ من حمض الكبريت النقي .
- $$C = 1755.7 \text{ g/L}$$

وبالتالي تركيز الحمض الأصلي هو

$$M = C / M_w = 1755.7 / 98 = 17.9 \text{ mol / L}$$

وبتطبيق قانون التمديد العام :

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

حيث : الدليل (1) يمثل الحمض الأصلي .

والدليل (2) يمثل الحمض المراد تحضيره.

$$17.9 \times V_1 = 0.2 \times 400$$

$$V_1 = 4.47 \text{ ml}$$

أي يتم أخذ حجماً قدره 4.47 مل من حمض الكبريت الأصلي ويمدد ببطء بالماء المقطر (لأن حمض الكبريت ينشر حرارة عالية عند تمديده بالماء) ثم يترك حتى يبرد ويكمل الحجم بالماء المقطر حتى الحجم المطلوب .

2- تحضير المحلول ذي التركيز 0.3N وحجمه 500 مل :

من العلاقة التي تربط بين المولارية والنظامية نستطيع أن نحسب عيارية حمض الكبريت الأصلي :

$$N = n.M$$

$$N = 2 \times 17.9 = 35.8 \text{ eq.g/L}$$

ثم يطبق قانون التمديد العام :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

$$35.8 \times V_1 = 0.3 \times 500$$

$$V_1 = 4.19 \text{ ml}$$

أي يتم أخذ حجم قدره 4.19 مل من حمض الكبريت الأصلي ويمدد ببطء بالماء المقطر، ويترك المحلول ليبرد ثم ينقل إلى دورق حجمي سعة 500 مل ويكمل الحجم بالماء المقطر حتى التدرية .

3-5- تخفيض تركيز المحاليل:

يمكن تخفيض تركيز المحاليل بإحدى الطريقتين:

1. من خلال التمديد

2. أو بإضافة محلول أقل تركيزاً من المحلول الأساسي ومزجه معه.

3-6- زيادة تركيز المحاليل:

يمكن زيادة تركيز المحاليل بإحدى الطريقتين:

1. من خلال إضافة محلول ذو تركيز أعلى من المحلول الأساسي

ومزجه مع المحلول الأساسي.

2. أو بإضافة كمية صلبة ونقية من المادة المنحلة للمحلول

الأساسي.

3-6- بعض التطبيقات على تحضير المحاليل :

مثال 1 :

كم غراماً من هيدروكسيد الصوديوم يلزم لتحضير محلول تركيزه 20 % وزناً ووزنه 1 كيلوغراماً .

الحل :

إن الكتلة الجزيئية لهيدروكسيد هي 40 غ / مول :

ومن تعريف النسبة المئوية الوزنية نستطيع أن نكتب :

كل 100 غ من المحلول يحتوي على 20 غ من هيدروكسيد الصوديوم

أي كل 1000 غ من المحلول يحتوي على 200 غ من هيدروكسيد الصوديوم .

أي لتحضير هذا المحلول يتم أخذ 200 غ من مادة هيدروكسيد الصوديوم من ثم يتم تكملة الوزن إلى 1000 غ بالماء المقطر أي تتم إضافة 800 غ من الماء .

من الجدير بالذكر أن محلول هيدروكسيد الصوديوم هو محلول غير قياسي لأن مادة هيدروكسيد الصوديوم إن لم تحفظ بشكل جيد فهي شرهة لامتصاص الرطوبة وغاز ثاني أكسيد الكربون بالتالي قد يتحول قسمٌ منها من جراء ذلك إلى بيكربونات الصوديوم أو كربونات الصوديوم . لذلك ينصح دائماً بأن تكون عبوات هيدروكسيد الصوديوم مغلقة تماماً . لهذا السبب دائماً ينصح بتقييس محاليل هيدروكسيد الصوديوم المحضرة بمحلول مادة قياسية أولية مثل محلول من حمض الحماض .

مثال 2 :

أذيبت وزنة مقدارها 20 غ من كلوريد الصوديوم النقي في 100 مل من الماء المقطر ومن ثم أكمل الحجم إلى 500 مل والمطلوب حساب جزيئية هذا المحلول ونظاميته :

الحل :

من تعريف الجزيئية نجد أن :

$$M = \frac{\text{عدد الجزيئات الغرامية}}{\text{الحجم مقدراً بالليتر}}$$

الوزن (m)

وبما أن عدد الجزيئات الغرامية =

الوزن الجزيئي (Mw)

أي بالتالي M تعطى بالعلاقة التالية :

$$M = \frac{m}{\frac{Mw}{V}}$$

يتم تعويض القيم بالعلاقة السابقة , علماً أن الوزن الجزيئي لكلوريد

الصوديوم هو 58.5 غ / مول وحجم المحلول هو 500 مل أي 0.5 ليتر

$$M = \frac{20}{\frac{58.5}{0.5}} = 0.7 \text{ mol} / L$$

وبما أن العلاقة بين النظامية والجزئية هي : $N = n.M$
وبما أن $n = 1$ لكلوريد الصوديوم بالتالي :

$$N = 1 \times 0.7 = 0.7 \text{ eq.g/L}$$

وكذلك يمكن حل المسألة بطريقة أخرى اعتماداً على التعريف الآخر للجزئية وهو :

$$M = \frac{\text{وزن المادة المنحلة في (1) ليتر}}{\text{الكتلة الجزيئية}} \quad \frac{C}{Mw}$$

بما أن كل 500 مل من المحلول يحتوي على 20 غ من ملح كلوريد الصوديوم
بالتالي كل 1000 مل من المحلول يحتوي على C غ من ملح كلوريد الصوديوم

$$C = 40 \text{ g} / L$$

وبالتعويض في العلاقة السابقة نجد :

$$M = \frac{40}{58.5} = 0.7 \text{ mol} / L$$

وبالتالي النظامية :

$$N = n.M = 1 \times 0.7 = 0.7 \text{ eq.g} / L$$

مثال 3 :

محلول من كربونات الصوديوم جزيئته (2M) وحجمه (1) ليتر احسب كم غراماً من كربونات الصوديوم النقية الموجودة فيه .

الحل :

إن الوزن الجزيئي لكربونات الصوديوم يساوي 106 غ / مول وبما أن :

$$M = \frac{C_{(g/L)}}{Mw_{(g/mol)}}$$

$$C = M.Mw = 2 \times 106 = 212 \text{ g / L}$$

مثال 4 :

حضر محلولاً من برمنغنات البوتاسيوم تركيزه 0.1N وحجمه 500 مل بغية استخدامه في معايرة الماء الأكسجيني في وسط حمضي .

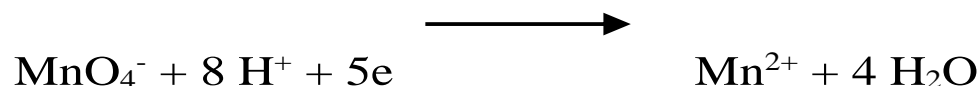
الحل :

لتحضير محلول برمنغنات البوتاسيوم نستخدم العلاقة التالية :

$$m = N.V.Ew$$

ومن المعلوم أن الكتلة الجزيئية لبرمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ هي 158 غ / مول .

بالتالي يحسب الوزن المكافئ للبرمنغنات في الوسط الحمضي نتيجة اكتسابها خمسة إلكترونات بأنه يساوي الكتلة الجزيئية مقسومة على خمسة ومن ملاحظة المعادلة :



نجد أن رقم الأكسدة للمنغنيز في أيون البرمنغنات هو (+7) وقد تغير نتيجة التفاعل إلى المنغنيز الثنائي أي إلى رقم الأكسدة (+2) أي اكتسبت أيون المنغنيز خمسة إلكترونات وبالتالي الوزن المكافئ لبرمنغنات البوتاسيوم في هذا التفاعل يمثل كتلته الجزيئية مقسومة على خمسة وبالتعويض في العلاقة السابقة نجد :

$$m = 0.1 \times \frac{500}{1000} \times \frac{158}{5} = 1.58 \text{ g}$$

بالتالي يتم وزن 1.58 غ من برمنغنات البوتاسيوم وتذوب في كمية قليلة من الماء المقطر ثم تنقل إلى دورق حجمي سعة 500 مل وتكمل بالماء المقطر حتى العلامة فيكون قد تم تحضير المحلول المطلوب .

من المفيد أثناء تحضير هذا المحلول أن يحتفظ به بعيداً عن الضوء وأن يكون محكم الإغلاق لأن الأكسدة الهوائية قد تشكل راسباً من ثاني أكسيد المنغنيز .

كما أن المحلول المحضر ينصح بتقييسه لأن كمون أكسدة مادة البرمنغنات عال، ولهذا قد تؤكسد أي شوائب عضوية موجودة في المحلول وبالتالي تركيز محاليلها سوف يختلف، لذلك غالباً ما يتم تقييس محاليل البرمنغنات باستخدام محاليل قياسية من الأكسالات . مثل محلول قياسي من حمض الأكساليك أو أكسالات الصوديوم .

مثال 5 :

حضر محلولاً من ملح كلوريد الصوديوم تركيزه 100 ppm أي 100 جزء من المليون .

الحل :

من تعريف التركيز مقدراً بالجزء من المليون الذي يعبر عن التركيز مقدراً بوحدة مغ / لتر أي أن التركيز المطلوب هو:

$$\text{التركيز} = 100 \text{ ppm} = 100 \text{ mg / L}$$

لذلك يتم وزن 100 ملغ من كلوريد الصوديوم وتذوب في كمية قليلة من الماء المقطر ثم يكمل الحجم بالماء المقطر حتى 1000 مل .

يلاحظ هنا إذا كانت دقة الميزان المستخدم غير حساس لهذه الكمية غالباً ما يتم تحضير المحلول بتركيز أعلى من ذلك من ثم يمدد المحلول إلى التركيز المطلوب .

لنفترض أن الميزان الموجود في المخبر دقته لا تسمح بأخذ وزنة مقدارها 100 ملغ لذلك يتم وزن 1 غ من المادة المطلوبة وتذوب في كمية قليلة من الماء ثم تنقل إلى دورق حجمي سعة 100 مل وتكمل بالماء إلى الحجم .

وبالتالي المحلول المحضر وليكن رقم (1) تركيزه هو :

$$C_1 = 1 \text{ g / 100 ml} = 1000 \text{ mg / 100 ml}$$

من ثم نأخذ 10 مل من المحلول الأول ويمدد إلى 100 مل بالماء المقطر بالتالي يكون قد تم تحضير محلول تركيزه أقل بعشر مرات . وهو يمثل المحلول رقم (2) أي تركيزه $C_2 = 100 \text{ mg / 100 ml}$

أو يمكن حسابه من قانون التمديد

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

حيث : الدليل (1) للمحلول الأول

الدليل (2) لمحلول الثاني

$$1000 \times 10 = C_2 \times 100$$

$$C_2 = 100 \text{ mg / 100 ml}$$

ومن ثم نأخذ 10 مل من المحلول رقم (2) ويمدد إلى 100 مل بالماء المقطر بالتالي قد تم تحضير محلول تركيزه أقل بعشر مرات . وهو يمثل المحلول رقم (3) أي تركيزه

$$C_3 = 10 \text{ mg / 100 ml}$$

وهو يكافئ $= 100 \text{ mg / 1000 ml}$

أو يمكن حساب التركيز من قانون التمديد :

$$C_2V_2 = C_3V_3$$

حيث : الدليل (2) للمحلول الثاني
الدليل (3) للمحلول الثالث

$$100 \times 10 = C_3 \times 100$$

$$C_3 = 10 \text{ mg / 100 ml}$$

وهو يكافئ تركيز المحلول المطلوب :

$$C_3 = 100 \text{ mg / 1000 ml}$$

وبهذا الشكل غالباً ما يتم تحضير محاليل بتركيز أخفض عن طريق تحضير محاليل ذات تراكيز عالية بداية ومن ثم يتم تمديد المحلول الأم إلى محاليل تمتلك تراكيز أخفض منه . وبذلك يتم التقليل من أخطاء الوزن عندما تكون حساسية الميزان لا تقع ضمن مجال وزن العينة المدروسة .

مثال 6

ما هو الحجم اللازم اضافته من محلول لحمض كلور الماء تركيزه 1M لمحلول آخر منه حجمه 10 مل وتركيزه 9M لتحضير محلول من هذا الحمض تركيزه 5M.

مثال 7

حضر محلولاً من كربونات الصوديوم تركيزه 5300 ppm وحجمه 2 ليترًا من خلال إضافة كمية من كربونات الصوديوم الصلبة النقية لمحلول تركيزه 0.08N، أي المطلوب كم غراماً يجب أن يضاف من هذا الملح لتحضير هذا المحلول.