تحضير المحاليل

لكي نوضح فكرة المحلول والانحلالية والحسابات المتعلقة بها، يجب أن نحدد كمية كل من المادة المنحلة والمحلة الموجودين بالمحلول، وهناك طرق عديدة للتعبير عن تلك التراكيز.

طرق التعبير عن تركيز المحلول:

- النسبة المئوية الوزنية (Weight percentage)

ويرمز لها بالرمز C% وهي عدد غرامات المادة المنحلة منسوبة إلى كتلة من مكونات المحلول (قدرها 100 gr)، وتستخدم عامة في المحاليل ذات الطبيعة الصلبة. يمكن تعيين النسبة المئوية الوزنية للمادة المنحلة (B) في كتلة معينة من المحل (A) كالآتي:

$$C_B\ \% = \left[\frac{W_B}{W_A + W_B}\right] \times 100$$

كما يمكن فهم النسب الوزنية بأنها متكاملة، فمثلاً تتكوّن سبيكة معدنية من معدني الذهب والنحاس، وكانت نسبة النحاس الوزنية 30 % w/w ، فهذا يعني أن في كل 100 gr من السبيكة، هنالك 30 غرام نحاس و 70 غرام ذهب .

مثال: محلول يتكوّن من حل 10 غرام هدروكسيد الصوديوم في 100 غرام من الماء. أحسب النسبة المئوية لهدروكسيد الصوديوم؟

الحل: كتلة المحلول $100 + 10 = 110\ \text{gr}$

النسبة المئوية لـ NaOH $C\% = \frac{\text{كتلة هدروكسيد الصوديوم}}{\text{الكتلة الكلية}} \times 100$

$$= \frac{10}{110} \times 100 = 9.1\%$$

- المولية (Molarity) (M)

وهي وحدة التركيز الأكثر شيوعاً وتستخدم بكثرة في التحليل الحجمي، وتُعرّف بأنها عدد مولات المادة المنحلة في 1000 ميليلتر من المحلول ويمكن توضيحها كالآتي:

$$\text{المولية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المنحلة}}{\text{حجم المحلول بالليتر}}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

مخبرياً تحضر المحاليل المولية باستخدام الدوارق الحجمية وذلك بأخذ الكمية المناسبة من المادة المنحلة ووضعها في الدورق الحجمي، ثم إضافة المحل (وعادة ما يكون الماء) مع الرج المستمر حتى تمتم الانحلال ثم يكمل الحجم ليصل مستوى المحلول العلامة الدالة على الحجم. مثلاً لتحضير ليتر واحد تركيزه 1 M من كربونات الصوديوم ذات الكتلة الجزيئية (M_w =106 gr/mol). يذاب 106غرام من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 النقية في كمية مناسبة من الماء المقطر، ومن ثم يتمم الحجم إلى الليتر بالماء المقطر في دورق حجمي.

مثال: احسب مولية محلول يتكوّن من حل 20 gr هدروكسيد الصوديوم في 500 ml من الماء.

الحل: عدد مولات هدروكسيد الصوديوم $n_{NaOH} = \frac{M}{M_W} = \frac{20}{40} = 0.5\ mol$

حجم المحلول $V = \frac{500}{1000} = 0.5\ \text{L}$

المولية $M = \frac{0.5}{0.5} = 1\ mol/l$

مثال: احسب مولية حمض الكبريت المتكوّن من حل 49 gr من الحمض في 100 ml من الماء.

الحل : عدد مولات الحمض $n = \frac{49}{98} = 0.5\ mol$

الحجم $V = \frac{100}{1000} = 0.1\ L$

المولية $M = \frac{0.5}{01} = 5\ mol/l$

- النظامية (Normality)

ويرمز لها بالرمز N وهي عبارة عن عدد المكافئات الغرامية من المادة المنحلة في لتر من المحلول:

$$N = \frac{E}{V}$$

E هو عدد المكافئات الغرامية ويساوي: $E = \frac{W}{E_W}$

E_W هو المكافئ الغرامي (الوزن المكافئ)، المكافئ الغرامي لمادة ما: هو كمية المادة مقدرة بالغرام اللازمة للتفاعل مع مول واحد من الهيدروجين. أو بشكل أوضح: المكافئ الغرامي يساوي ناتج قسمة الكتلة الجزيئية على القيمة التكافؤية للمادة، أي: إما عدد شوارد الهدروجين الحمضية أو الهدروكسيل القلوية أو عدد الذرات المعدن في تكافؤ المعدن، كما يتعلق بتغير رقم الأكسدة الذي تدخله المادة في التفاعل.

وتحسب بالشكل التالي: $E_W = \frac{M_W}{n'}$

n' : هي عدد الوظائف سواء كانت حمضية، أو أساسية، أو ذرات معدن، أو تغير رقم الاكسدة.

ملاحظة هامة: لا يمثل المكافئ الغرامي قيمة ثابتة (خلافاً للكتلة المولية)، وإنما يتعلق بالتفاعل الذي تدخل فيه، لذلك يجب عند تحديد المكافئ الغرامي إضافة عبارة (في التفاعل المعني).

يحسب المكافئ الغرامي للمواد الكيميائية على الشكل التالي:

آ - المكافئ الغرامي للحموض يساوي الكتلة الجزيئية للحمض مقسومة على عدد شوارد الهدروجين الحمضية.

أمثلة:

المكافئ الغرامي لحمض الكبريت $\frac{M_W\,(H_2SO_4)}{2} = \frac{98}{2} = 49$

المكافئ الغرامي لحمض الفوسفور $\frac{M_W\,(H_3PO_4)}{3} = \frac{98}{3} = 32.67$

المكافئ الغرامي لحمض الخل $\frac{M_W\,(CH_3COOH)}{1} = \frac{60}{1} = 60$

ب - المكافئ الغرامي للأسس يساوي الكتلة الجزيئية للأساس مقسومة على عدد شوارد الهيدروكسيل.

مثال المكافئ الغرامي لهيدروكسيد الكالسيوم $\frac{M_W\,[Ca(OH)_2]}{2} = \frac{74}{2} = 37$

ج - المكافئ الغرامي للأملاح يساوي الكتلة الجزيئية للملح مقسومة على عدد شوارد المعدن مضربة بتكافؤ هذا المعدن.

مثلاً: المكافئ الغرامي لكبريتات الألمنيوم $\frac{M_w\,[Al_2(SO_4)_3]}{2\times 3} = \frac{342}{6} = 57$

د - في تفاعلات الأكسدة والإرجاع يكون المكافئ الغرامي لمادة ما مساوياً الكتلة الجزيئية لهذه المادة مقسومة على عدد الإلكترونات التكافؤية التي اكتسبتها أو خسرتها هذه المادة.

يمكن من علاقتي المولية والنظامية **استنتاج علاقة تربط بين المولية والنظامية**:

$$N = n' \times M$$

ويمكن باستخدام هذه العلاقة الانتقال من المولية إلى النظامية أو العكس.

يجب الإشارة إلى أنه من أجل حساب الكتلة المكافئة لمادة ما يجب الأخذ بعين الاعتبار نوعية التفاعل الكيميائي التي ستشارك فيه هذه المادة، وأمثلة ذلك:

المكافئ الغرامي لهدروكسيد الألمنيوم في التفاعل:

$$Al(OH)_3 + HCl \rightarrow ALCl_3 + 3H_2O$$

يكون مساوياً المكافئ الغرامي لهدروكسيد الألمنيوم مقسومة على 3

أما المكافئ الغرامي لهدروكسيد الألمنيوم في التفاعل التالي:

$$Al(OH)_3 + HCl \rightarrow AL(OH)_2Cl + H_2O$$

يكون مساوياً للكتلة الجزيئية لهدروكسيد الألمنيوم مقسومة على 1.

مثال: عند حل 49 غرام من حمض الكبريت في الماء وإتمام الحجم إلى ليتر يتكوّن محلول موليته 0.5 M ولكن نظاميته 1.0 N وذلك لأن الكتلة 49 غرام تمثل نصف الكتلة الجزيئية وتكون المولية:

المولية $\text{المولية} = \frac{{}^{49}/_{98}}{1\,l} = \frac{0.5}{1} = 0.5\ M$

أما المكافئ الغرامي لحمض الكبريت $E_w = \frac{98}{2} = 49\ gr$

النظامية $\text{النظامية} = \frac{{}^{49}/_{49}}{1\,l} = \frac{1}{1} = 1.0\ N$

– المولالية (التركيز المولي الوزني) m:

ويرمز له بالرمز m وهو عدد المولات من المادة المنحلة في 1000 gr من المحل. ولا يتعلق هذا التركيز بدرجة الحرارة لأن الكتلة لا تتغير إذا ارتفعت درجة الحرارة كما يحصل في حالة الحجم.

$$\text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المنحلة } (n_B)}{\text{كتلة المحل } (W_A)\ kg}$$

$$m = \frac{n_B}{W_A}$$

مثال: احسب مولالية محلول يتكوّن من حل 60 gr هدروكسيد الصوديوم في 2 لتر من الماء.

الحل: نحسب أولاً عدد مولات هدروكسيد الصوديوم

$$n = \frac{W}{M_w} = \frac{60}{40} = 1.5 \quad mol$$

ولدينا: كتلة المحلول بالغرام (كثافة الماء =1) $W_A = 1 \times 2000 = 2000 \text{ gr} = 2 \text{ kg}$

ثم نطبق القانون: $m = \frac{n_B}{W_A} = \frac{1.5}{2} = 0.75$

- الكسر المولي (Mole Fraction)

ويُرمز له بالرمز X . ويعرّف الكسر المولي X لأي مكوّن في المحلول بأنه عدد مولات ذلك المكوّن مقسوماً على عدد المولات الكلية لجميع مكونات المحلول.

إذا افترضنا أن n_A مول من مادة منحلة A ، وأن n_B مول من محل B قد حلت في n_C مول من المحل C فإن الكسر المولي لكل من هذه المكونات الثلاث يُعبر عنه كما يلي:

الكسر المولي للمكون A $X_A = \frac{n_A}{n_A+n_B+n_C}$

الكسر المولي للمكون B $X_B = \frac{n_B}{n_A+n_B+n_C}$

الكسر المولي للمكون C $X_C = \frac{n_C}{n_A+n_B+n_C}$

يلاحظ أن مجموع الكسور المولية للمكونات يساوي الواحد دائماً.

أي أن: $X_A + X_B + X_C = 1$

مثال: احسب الكسر المولي لمكونات المحلول المكوّن من حل 20 gr غرام من هدروكسيد الصوديوم في $360\ cm^3$ من الماء؟

الحل: عدد مولات هدروكسيد الصوديوم $n_{NaOH} = \frac{20}{40} = 0.5\ mol$

عدد مولات الماء $n_{H_2O} = \frac{360}{18} = 20\ \ mol$

الكسر المولي لهدروكسيد الصوديوم $X_{NaOH} = \frac{n_A}{n_A+n_B} = \frac{0.5}{0.5+20} = 0.0244$

الكسر المولي للماء $X_{H_2O} = \frac{n_B}{n_A+n_B} = \frac{20}{0.5+20} = 0.976$

وبالتالي نلاحظ أن $X_1 + X_2 = 0.0244 + 0.976 = 1$

مثال: احسب الكسر المولي للآزوت في محلول يتكون من 14 gr غاز آزوت، 8 gr من غاز الأكسجين و 1 gr من غاز الهدروجين .

الحل:

عدد مولات غاز الآزوت $n_{N_2} = \frac{14}{28} = 0.5\ mol$

عدد مولات غاز الأكسجين $n_{O_2} = \frac{8}{32} = 0.25\ mol$

عدد مولات غاز الهدروجين $n_{H_2} = \frac{1}{2} = 0.5$

الكسر المولي للآزوت $X_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{H_2}+n_{O_2}+n_{N_2}}$

$$X_{N_2} = \frac{0.5}{0.5 + 0.25 + 0.5} = 0.4$$

الجزء في المليون والجزء في البليون:

تستخدم التراكيز هذه للتعبير عن تركيز الكميات القليلة، وخاصة في المحاليل الممددة جداً حيث:

جزء في المليون (ppm) Part per million (mg/Kg – µg/g)

جزء في البليون (المليار) (ppb) part per billion (µg/Kg – ng/g)

وهي طريقة من الطرائق المعتمدة لحساب كتلة المادة، وتستخدم لتقدير التراكيز الصغيرة للغاية (آثار من المادة المنحلة)، وتسمى بالتحليل الدقيق. فعندما نقول إن محلول تركيزه واحد في المليون فهذا يعني أن كل مليون غرام من المحلول يحتوي على غرام واحد من المادة المنحلة، وكذلك محلول تركيزه واحد في البليون فهذا يعني أن كل بليون غرام من المحلول يحتوي على غرام واحد من المادة المنحلة.

$$C_{(ppm)} = \frac{\text{كتلة المادة المنحلة}}{\text{كتلة المحلول}} \times 10^6$$

$$C_{(ppb)} = \frac{\text{كتلة المادة المنحلة}}{\text{كتلة المحلول}} \times 10^9$$

مثال: عينة لمحلول مائي كتلتها 155.3 gr وجد أنها تحوي 1.7×10^{-4} gr من الفوسفات، عبّر عن تركيز الفوسفات بوحدة الـ ppm .

الحل:

$$\frac{1.7 \times 10^{-4}\ g\ Phosphates}{1.553 \times 10^{2}\ g\ Solution} \times 10^6 = 1.1\ ppm$$

تمديد المحاليل:

عند تمديد المحلول بالماء يتغير التركيز بشكل معاكس للحجم. **فعندما يزداد الحجم عدد من المرات ينخفض التركيز في الوقت نفسه نفس العدد من المرات**. فاذا زدنا حجم محلول مرتين مثلاً فان التركيز ينخفض للنصف. ويطبق الأمر نفسه على المحاليل عند مزجها حيث تنخفض تراكيز المحاليل جميعها بعد المزج. علماً أن كمية المادة المنحلة تبقى دون تغير.

لدينا من تعريف المولية: $M = \frac{n}{V}$

حيث: n عدد مولات المادة المنحلة، و V حجم المحلول.

ولحساب عدد مولات المادة المنحلة في محلول:

كل 1000 ml من المحلول يحوي M مول مادة منحلة فيه حسب التعريف

وكل V ml من المحلول يحوي n مول مادة منحلة

من هذا التناسب نحصل على عدد المولات المنحلة في V ml من المحلول:

$$n = \frac{M \cdot V}{1000}$$

بما أن كمية المادة داخل المحلول تبقى ثابتة والذي يتغير هو الحجم فقط، فإننا نستطيع القول إن كمية المادة قبل التمديد تساوي كمية المادة بعد التمديد.

أي: $n_1 = n_2$

$$n = \frac{M_1 \cdot V_1}{1000} = \frac{M_2 \cdot V_2}{1000}$$

وبالاختصار على 1000 نحصل على قانون التمديد:

$$\underbrace{M_1 \cdot V_1}_{\text{قبل التمديد}} = \underbrace{M_2 \cdot V_2}_{\text{بعد التمديد}}$$

وباستخدام تركيز النظامية $N = \frac{E}{V}$ بدلاً من المولية، وتطبيق الطريقة السابقة نفسها، نحصل على النتيجة التالية:

$$\underbrace{N_1 \cdot V_1}_{\text{قبل التمديد}} = \underbrace{N_2 \cdot V_2}_{\text{بعد التمديد}}$$

أو باستخدام التراكيز الوزنية $\underbrace{C_1 \cdot V_1}_{\text{قبل التمديد}} = \underbrace{C_2 \cdot V_2}_{\text{بعد التمديد}}$

مثال: لدينا 100 ml محلول حمض كلور الماء HCl تركيزه 0.5 M أضيف إليه ماء مقطر حتى وصل الحجم إلى 500 ml . احسب التركيز الجديد بعد التمديد:

الحل: نكتب القانون المناسب: $M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

$$0.5 \times 100 = M_2 \times 500$$

$$M_2 = \frac{0.5 \times 100}{500} = 0.1 \quad mol/L$$

مثال: احسب حجم حمض الخل اللازم أخذه من محلول تركيزه 1 M للحصول على محلول من حمض الخل حجمه 500 ml وتركيزه 0.25 M .

الحل: من قانون التمديد:

$$M_1 . V_1 = M_2 . V_2 \Rightarrow V = \frac{M_1 . V_1}{M_2} = \frac{0.25 \times 500}{1} = 125 \text{ ml}$$

مثال: مزج 10 ml من محلول هدروكسيد البوتاسيوم ذو التركيز 1M مع 6 ml من محلول هدروكسيد الصوديوم ذو التركيز 2M و 4 ml من محلول هدروكسيد الليثيوم ذو التركيز 4M احسب مولية كل هدروكسيد بعد المزج.

الحل: نحسب أولا الحجم الكلي: $V_{total} = 10 + 6 + 4 = 20 \text{ ml}$

بسبب التمديد ينخفض تركيز كل مادة من المواد في المحلول الكلي، فجزيئات كل مادة توزعت في المحلول الكلي للمزيج والذي اصبح حجمه 20 ml .

نطبق قانون التمديد لكل مادة على حده: $M_1 . V_1 = M_2 . V_2 \Rightarrow M_2 = \frac{M_1 . V_1}{V_2}$

1 – هدروكسيد البوتاسيوم: $M_2 = \frac{1 \times 10}{20} = 0.5 \text{ M}$

2 – هدروكسيد الصوديوم: $M_2 = \frac{2 \times 6}{20} = 0.6 \text{ M}$

3 – هدروكسيد الليثيوم: $M_2 = \frac{4 \times 4}{20} = 0.8 \text{ M}$

مثال: احسب عدد غرامات هدروكسيد الصوديوم اللازمة لتحضير محلول كتلته 500 gr بتركيز 20% وزناً.

الحل: من النسبة الوزنية نجد ان:

كل 100 gr من المحلول تحوي 20 gr من NaOH

كل 500 gr من المحلول تحوي X gr من NaOH

ومنه: $X = \frac{20 \times 500}{100} = 100 \text{ gr}$

أي: نأخذ 100 gr من هدروكسيد الصوديوم ونحلها بكمية من الماء المقطر ونكمل الوزن الى 500 gr.

تحضير المحاليل من المواد الصلبة:

عند حل أي مادة صلبة في كمية محددة من محل فان مولات هذه المادة الصلبة ستتوزع في كافة أنحاء المحلول لتشكل محلول ذو تركيز محدد من هذه المادة، وبالتالي فانه يمكن القول إن عدد مولات المادة المنحلة وهي في حالتها الصلبة تساوي عدد مولات المادة المنحلة وهي في حالة المحلول. ولحساب عدد مولات المادة المنحلة في حالتها الصلبة نطبق القانون الذي مر معنا. إن عدد مولات مادة يساوي كتلة المادة بالغرام مقسومة على الكتلة الجزيئية:

$$n = \frac{W}{M_W}$$

وفي الوقت نفسه فان عدد مولات المادة وهي في حالة المحلول يمكن حسابها من معرفة مولية المحلول وحجمه باللتر:

$$n = \frac{M \,.\, V}{1000}$$

نستنتج من ذلك أن عدد مولات المادة في الحالة الصلبة = عدد مولات المادة في حالة المحلول أي:

$$\frac{M \,.\, V}{1000} = \frac{W}{M_W}$$

وبإجراء المناقشة نفسها باستخدام قوانين النظامية بدلاً من المولية نصل الى القانون التالي:

$$\frac{N \,.\, V}{1000} = \frac{W}{E_W}$$

ولهذه القوانين أهمية كبيرة في الحسابات التحليلية كما سنرى لاحقاً.

مثال: احسب مولية ملح كربونات الصوديوم Na_2CO_3 الناتجة عن حل 2 gr في 200 ml ماء، علماً ان الكتل الذرية هي: C = 12, Na = 23, O = 16

الحل:

$$\frac{M \,.\, V}{1000} = \frac{W}{E_W} \Rightarrow \frac{M \,.\, 200}{1000} = \frac{2}{106} \Rightarrow M = 0.094$$

مثال: احسب كتلة حماضات (أوكزالات) الصوديوم $Na_2C_2O_4$ اللازمة لتحضير 500 ml من محلول 0.15 N علماً ان الكتلة الجزيئية لحماضات الصوديوم 134

$$\frac{N \,.\, V}{1000} = \frac{W}{E_W} \Rightarrow \frac{0.15 \,.\, 500}{1000} = \frac{W}{134/2} \Rightarrow W = 5.03\ gr$$

تحضير المحاليل من المحاليل المركزة غير معلومة التركيز:

تقوم المصانع الكيميائية عادة بإنتاج المحاليل الكيميائية بأعلى تركيز ممكن، وبالتالي من أجل استخدام هذه المواد في التحليل الكيميائي يجب تحويلها إلى محاليل معلومة التركيز. ومن المعروف أن العبوات التجارية توضع عليها لواصق تكتب عليها كل المعلومات الخاصة بالمادة مثل: الكثافة، والتركيز المئوي الوزني، والصيغة الكيميائية، والكتلة الجزيئية.

ومن اجل معرفة مولية المحلول التجاري المركز نستخدم القانون التالي:

$$M = \frac{C\% \times d}{M_W} \times 1000$$

والنظامية:

$$N = \frac{C\% \times d}{E_W} \times 1000$$

حيث أن: $C\%$ التركيز المئوي الوزني، d كثافة الملول المركز،

ومن أجل تحضير محلول ذو تركيز معين من تلك المحاليل التجارية يمكن استخدام قانون التمديد الذي مر معنا سابقاً.

مثال: كم تبلغ مولية ونظامية حمض كلور الماء التجاري إذا علمت أن تركيزه الوزني 37% وكثافته $d = 1.19\ gr/cm^3$ وكتلته الجزيئية $36.5\ gr/mol$.

الحل:

$$M = \frac{C\% \times d}{M_W} \times 1000 = \frac{0.37 \times 1.19}{36.5} \times 1000 = 12\ mol/l$$

ومن أجل حساب النظامية يمكن استخدام العلاقة بين المولية والنظامية:

$$N = n'M \ \Rightarrow \ N = 1 \times M \ \Rightarrow N = 12$$

مثال: احسب نظامية ومولية حمض الكبريت التجاري المركز الذي تركيزه 98% وزناً وكثافته $1.8\ gr/cm^3$ وكتلته الجزيئية: $98\ gr/mol$.

الحل:

$$N = \frac{C\% \times d}{E_W} \times 1000 \Rightarrow N = \frac{0.98 \times 1.8}{98/2} \times 1000 \Rightarrow N = 36$$

ولحساب المولية: $N = n'M \Rightarrow M = \frac{N}{n'} = \frac{36}{2} \Rightarrow M = 18$