المحاضرة الرابعة – المحاليل أنواعها وطرق التعبير عن تراكيزها

المحلول : عبارة عن خليط متجانس من مادتين أو أكثر لا يحدث بينهما تفاعل كيميائي ، وهو عبارة عن نظام ذي طور أو صنف واحد . إن ذوبانية مادة في أخرى لتكوين محلول متجانس يعتمد على طبيعة المواد المتضمنة في عملية الذوبان ، وتتأثر الذوبانية بالتغيرات في درجة الحرارة 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) . ومع ذلك ، فإنه بالنسبة لمحلول صلب في سائل يشار دائماً للسائل بأنه المذيب ، علماً بأن هنالك حالات أخرى شاذة يكون فيها الصلب موجودا بكمية أكبر .

تصنيف المحاليل:

تصنيف المحاليل بناءً على طبيعة المذيب والمذاب

في أي محلول ثنائي يمكن أن يكون كلاً من المذاب والمذيب غاز او سائل أو صلب وبالتالي يمكن أن يكون هنالك تسعة أنواع من المحاليل حيث يتم تصنيف أنواع المحاليل بحسب الحالة الطبيعية للمادة كما في الجدول أدناه :

نوع المحلول	المذاب	المذيب	أمثلة
غاز	غاز	غاز	O_2 , CO_2 في الهواء
	سائل	غاز	بخار الماء في الهواء
	صلب	غاز	تسامي مادة صلبة في غاز (اليود في N_2)
سائل	غاز	سائل	O_2 في الماء
	سائل	سائل	الكحول الإثيلي في الماء
	صلب	سائل	سكر في الماء
صلب	غاز	صلب	غاز الهيدروجين في البالاديوم
	سائل	صلب	سائل البنزين في اليود الصلب
	صلب	صلب	السبائك (النحاس في الذهب)

تصنيف المحاليل بناءً على حجم دقائق المادة المذابة

عند وضع كمية من السكر في قليل من الماء ورج المخلوط فإن السكر يذوب ، ولا يمكن فصله بالترشيح ، ولا بترك المحلول ساكناً تحت تأثير الجاذبية الأرضية وعليه يكون حجم الدقائق (الجزئيات أو الأيونات) متناهية في الصغر ولا يمكن فصلها ولا رؤيتها بالعين المجردة أو الميكروسكوب . يسمى مثل هذا النوع من المحاليل **بالمحاليل الحقيقية** (True Solutions)

أما إذا وضع مسحوق الطباشير في كمية من الماء ورج المخلوط فإننا نحصل على معلق من الطباشير في الماء ، يمكن رؤية دقائقه إما بالعين المجردة أو الميكروسكوب . إذا ترك المخلوط ساكناً فإن دقائق الجسم الصلب المعلقة تتجمع بمرور الوقت في قاع الإناء تحت تأثير الجاذبية الأرضية وعليه يكون هذا المحلول مختلفاً من الحالة الأولى ويسمى هذا النوع من المحاليل **بالمحاليل المعلقة** (Suspensions) .

بين هاتين الحالتين (محاليل حقيقية ومعلقات) توجد حالة ثالثة تسمى **بالحالة الغروية** ، يكون حجم الجزيئات (الدقائق) فيها وسطاً ويتراوح نصف قطر هذه الدقائق في أغلب المحاليل الغروية بين $10 - 1000A^{\circ}$ **وعليه** يكون المحلول الحقيقي له دقائق نصف قطرها أصغر من $10A^{\circ}$ والمعلقات نصف قطرها أكبر من $1000A^{\circ}$.

لا يمكن وضع حد معين بين هذه المحاليل، ولكن للمحاليل الغروية خواص محددة تحتم وضعها في فصيلة خاصة .

تصنيف المحاليل بناءً على درجة توصيلها للتيار الكهربائي

أ- محاليل إلكتروليتيه : Electrolyte

ب- محاليل غير إلكتروليتيه : Non - electrolytes

أ- المحاليل الإلكتروليتية تتكون من مادة مذابة لها المقدرة على التأين في المذيب ، وبذلك تكون لها القدرة على توصيل التيار الكهربائي ، وتختلف درجة التأين من مادة لها المقدرة على التأين الكلي أو بنسبة عالية ، وفي هذه الحالة تسمى إلكتروليت قوي strong electrolytes **مثل** محاليل الأحماض والقواعد والأملاح **في الماء** ، ومادة تتأين جزئياً وتسمى إلكتروليت ضعيف .

ومن أمثلة الأحماض القوية حمض البيركلوريك $HClO_4$ ، حمض النيتريك HNO_3 وحمض الهيدوكلوريك في الوسط المائي كما مبين بالآتي :

$$HClO_4 + H_2O \rightarrow H_3^+O + ClO_4^-$$
$$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3^+O + NO_3^-$$
$$HCl + H_2O \rightarrow H_3^+O + Cl^-$$

من أمثلة القواعد القوية هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$) ، هيدروكسيد الكالسيوم $Ca(OH)_2$ وهيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) .

$$NaOH + H_2O \rightarrow Na^+_{aq.} + OH^-_{aq.}$$
$$Ca(OH)_2 + H_2O \rightarrow Ca^{++}_{aq.} + 2OH^-_{aq.}$$
$$KOH + H_2O \rightarrow K^+_{aq.} + OH^-_{aq.}$$

من أمثلة الأملاح التي تتأين بنسبة عالية :

- أملاح تتكون من أحماض قوية ، وقواعد قوية ، مثل كلوريد الصوديوم $NaCl$

$$NaCl + H_2O \rightarrow Na^+_{aq.} + Cl^-_{aq.}$$

- أملاح تتكون من حمض قوي وقاعدة ضعيفة مثل ملح كلوريد الأمونيوم NH_4Cl

$$NH_4Cl + H_2O \rightarrow NH^+_{4_{aq.}} + Cl^-_{aq.}$$

- أملاح تتكون من حمض ضعيف وقاعدة قوية مثل خلات الصوديوم $CH_3COO\,Na$

$$CH_3COO\,Na + H_2O \rightarrow Na^+_{aq.} + CH_3COO^-$$

- أملاح تتكون من حمض ضعيف وقاعدة ضعيفة مثل ملح كربونات الأمونيوم $(NH_4)_2\,CO_3$

$$(NH_4)_2\,CO_3 + H_2O \rightarrow 2\,NH^+_4 + CO^=_{aq.}$$

أما الإلكتروليتات الضعيفة (weak electrolytes) فهي التي تتأين جزئياً في محاليلها ، وتكون ضعيفة التوصيل للتيار الكهربائي ، مثل الأحماض والقواعد الضعيفة .

مثال لحامض ضعيف : حامض الخليك CH_3COOH .

$$CH_3COOH \leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

مثال لقاعدة ضعيفة : هيدروكسيد الأمونيوم

$$NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

وبصورة عامه يتم التمييز بين الإلكتروليت القوي والإلكتروليت الضعيف بوضع سهم ذي اتجاه واحد للإلكتروليت القوي دلالة على التأين التام ووضع سهمين متعاكسين دلالة على عدم التأين الكامل أو الوصول إلى مرحلة الاتزان بين الجزيء المتأين وأيوناته في محاليلها المائية .

ب- المحاليل غير الإلكتروليتية (Non - electrolytes) هي تلك المحاليل التي تتكون من مادة مذابة لا تتفكك إلى أيونات في محاليلها ، مثل محلول السكر في الماء ومحلول النشأ في الماء .

$$C_6H_{12}O_6 + H_2O \rightarrow C_6H_{12}O_{6_{(aq.)}}$$

تصنيف المحاليل بناءً على نسبة المادة المذابة للمذيب

إذا كان المحلول لا يمكنه أن يُذيب زيادة من المادة المذابة عند نفس درجة الحرارة فيطلق عليه المحلول المشبع (Saturated Solution) ، أما إذا كان المحلول يمكنه أن يُذيب زيادة من المادة المذابة فيطلق عليه المحلول غير المشبع (Unsaturated Solution) ، أيضاً يمكن الحصول على محاليل فوق المشبعة (Super saturated) إذا كانت تحتوي على زيادة من المذاب أكثر مما يمكن إذابته عند درجة حرارة معينة في ظروف معينة .

لكي نوضح فكرة المحلول والذوبانية يجب أن نحدد كمية كل من المادة المذابة والمذيب الموجودين بالمحلول ، وهناك طرق عديدة لتعبير عن تلك التراكيز .

طرق التعبير عن تركيز المحلول

هناك عدة طرق للتعبير عن تركيز المحاليل نذكر منها :-

أولاً : **المولارية** (Molarity) (M) وهي وحدة التركيز الأكثر شيوعاً وتستخدم بكثرة في التحليل الحجمي ، وتُعرف بأنها **عدد مولات المادة المذابة في كمية من المذيب لتكوين لترٍ من المحلول** ويمكن توضيحها كالآتي :

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المذيب باللتر}}$$

وحدة المولارية هي مول / لتر

مختبرياً تحضر المحاليل المولارية باستخدام الدوارق الحجمية وذلك بأخذ الكمية المناسبة من المادة المذابة ووضعها في الدورق الحجمي ، ثم إضافة المذيب (وعادة ما يكون الماء) مع الرج المستمر حتى يصل مستوى المحلول العلامة الدالة على الحجم .

مثال (1) :

احسب مولارية محلول يتكون من إذابة 20 gm هيدروكسيد الصوديوم في 500 ml من الماء ؟

الحل :

$$\text{عدد مولات } NaOH = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن ألجزيئي}} = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول}$$

$$\text{حجم المذيب باللتر} = \frac{500}{1000} = 0.5 \text{ لتر}$$

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0.5}{0.5} = 1.0 \text{ مول / لتر}$$

مثال (2) :

احسب مولارية حامض الكبريتيك المتكون من إذابة 49 gm من الحامض في 100 ml ماء ؟

الحل :

عدد مولات H_2SO_4 = $\frac{49}{98}$ = 0.5 مول

حجم المحلول باللتر = $\frac{100}{1000}$ = 0.1 لتر

المولارية = $\frac{0.5}{0.1}$ = 5.0 M

ثانياً : المولالية (Molality) ويرمز لها بالرمز (m) تعرف المولالية بأنها **عدد مولات المادة المذابة في كيلوغرام واحد من المذيب** وليس كيلوجرام واحد من المحلول النهائي . ويمكن توضيحها كالآتي :

إذا كان لدينا محلول يتكون من المادة المذابة (B) والمذيب (A) ، يمكن التعبير عن المولالية كالآتي :

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

$$\text{المولالية} = \frac{n_B}{W_A / 1000}$$

بما أن $n_B = \frac{W_B}{M_B}$

حيث W_B = وزن المادة المذابة ، M_B = الوزن الجزيئي للمادة المذابة

$$\varepsilon \text{ المولالية (m)} = \frac{W_B}{M_B} \quad \frac{1000}{W_A}$$

أي أن مولالية المحلول = $\frac{\text{وزن المادة المذابة}}{\text{الوزن الجزيئي للمادة المذابة}} \times \frac{1000}{\text{وزن المذيب}}$

فمثلاً : يذاب 98 gm من حامض الكبريتيك H_2SO_4 (أي مول واحد من الحامض) في 1000 gm من الماء للحصول على محلول مولالي . ليس لحجم المحلول النهائي أهمية ولا تختلف المولالية باختلاف درجة الحرارة .

مثال (1) :

احسب مولالية محلول يتكون من إذابة 40 gm هيدروكسيد الصوديوم في 2 لتر من الماء .

الحل :

عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم = $\frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن الجزيئي}} = \frac{40}{40} = 1.0$ مول

الوزن = الحجم × الكثافة

وزن المحلول بالكيلوغرام = 1000 ml × 1 gm/ml = 1000 gm

وذلك باستخدام كثافة الماء تعادل 1.0 gm/ml (gm/cm^3)

ε يمكن تطبيق القانون :

المولالية = $\frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{وزن المذيب بالكيلوجرام}}$

$= \frac{1.0}{1000 / 2000} = 0.5$ m = 0.5 مول / كيلوغرام

أو باستخدام القانون :

المولالية = $\frac{\text{الوزن للمذاب}}{\text{الوزن الجزيئي}} \times \frac{1000}{\text{وزن المذيب}}$

$= \frac{40}{40} \times \frac{1000}{2000} = 0.5$ مول / كيلوغرام

مثال (2) :

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

الحل :

$$m = \frac{W_B}{M_B} \times \frac{1000}{W_A}$$

$$0.221 = \frac{0.288}{M_B} \times \frac{1000}{15.2}$$

$$M_B = 85.73$$

ثالثاً : الكسر المولي (Mole Fraction) ويُرمز له بالرمز (x) . ويعرف الكسر المولي (x) لأي مكون في المحلول بأنه **عدد مولات ذلك المكون مقسوماً على عدد المولات الكلية لجميع مكونات المحلول** .

إذا اقترضـــنا أن n_A مول من مذاب A ، وأن n_B مول من مذاب B قد أذيبت في n_C مول من المذيب C فإن الكسر المولي لكل من هذه المكونات الثلاث يُعبر عنه كما يلي :

الكسر المولي للمكونة A $= x_A = \dfrac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$

الكسر المولي للمكونة B $= x_B = \dfrac{n_B}{n_A + n_B + n_C}$

الكسر المولي للمكونة C $= x_C = \dfrac{n_C}{n_A + n_B + n_C}$

يلاحظ أن مجموع الكسور المولية للمكونات يساوي واحد

أي أن : $x_A + x_B + x_C = 1$

مثال (1) :

احسب الكسر المولي لمكونات المحلول المكون من إذابة 20 غرام من هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم^3 ماء ؟

الحل :

عدد مولات $NaOH = \dfrac{20}{40} = 0.5$ مول

عدد مولات الماء $= \dfrac{500}{18} = 27.8$ مول

الكسر المولي لـ $NaOH = \dfrac{0.5}{0.5 + 27.8} = 0.0176$

الكسر المولي للماء $1 - 0.0176 = 0.983$

أو التعويض في القانون $\dfrac{27.8}{0.5 + 27.8} = 0.983$

مثال (2) :

احســـب الكســـر المولي للنيتروجين في محلول يتكون من 14 جرام غاز النيتروجين ، 8 جرامات من غاز الأكسجين وجرام واحد من غاز الهيدروجين .

الحل :

عدد مولات غاز النيتروجين $= \frac{14}{28} = 0.5$ مول

عدد مولات غاز الأكسجين $= \frac{8}{32} = 0.25$ مول

عدد مولات غاز الهيدروجين $= \frac{1}{2} = 0.5$ مول

$$\text{الكسر المولي للنيتروجين} = \frac{\text{عدد مولات النيتروجين } N_2}{\text{عدد مولات } N_2 + \text{عدد مولات } O_2 + \text{عدد مولات } H_2}$$

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

رابعاً : النسبة المئوية : يمكن التعبير عنها كالآتي :

أ- النسبة المئوية الوزنية (weight percentage) ويرمز لها بالرمز (w/w) وهي عدد جرامات المادة المذابة منسوب إلى وزن مكونات المحلول (غالباً ما يكون 100 جرام) ، وتستخدم عامة في المحاليل ذات الطبيعة الصلبة . يمكن تعيين النسبة المئوية بالوزن للمادة المذابة (B) في وزن معين من المذيب (A) كالآتي

$$w\ t\ \%\ of\ \ B = \left(\frac{w_B}{w_A + w_B}\right) \times 100$$

كما يمكن فهم النســب الوزنية بأنها متكاملة ، فمثلاً تتكون ســبيكة معينة من معدني الذهب والنحاس وكانت نســبة النحاس الوزنية (w/w) 30% ، هذا يعني أن في كل 100 جرام من السبيكة ، هنالك 30 جرام نحاس و 70 جرام ذهب .

مثال : محلول يتكون من إذابة 10 جرام هيدروكسيد صوديوم في 100 جرام من الماء . أحسب النسبة المئوية لهيدروكسيد الصوديوم ؟

الحل : كتلة المحلول $= 100 + 10 = 110$ جرام

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

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

ب- النسبة المئوية الحجمية : (Volume Percentage) ويرمز لها بالرمز (v/v) وهي حجم المادة المذابة منسوب لحجم المحلول (غالباً ما يكون 100 سم**3**) وتستخدم عامة في المحاليل السائلة . يمكن تعيين النسبة المئوية بالحجم للمادة المذابة B كما يلي :

$$Volume \ \ \% of \ \ B = \frac{V_B}{V_{Total}} \times 100$$

كما يمكن فهم النسب الحجمية بأنها متكاملة كما هو الحال في النسب الوزنية . فمثلاً عندما يقال أن محلول معين يتكون من كحول وماء وكانت نسبة الكحول $40\%\ (v/v)$ ، هذا يعني أن في كل 100 سم**3** من المحلول أن هنالك 40 سم**3** كحول و 60 سم**3** ماء .

جـ - النسبة المئوية لوزن في حجم : ويرمز لها بالرمز (w/v) وهي عبارة عن عدد جرامات المادة المذابة في 100 سم**3** من المذيب . فمثلاً عندما يقال أن محلول السكر في الماء تركيزه $10\%\ (w/v)$. هذا يعني أن 10 جرامات من السكر مذابة في 100 سم**3** من الماء .

خامساً : العيارية أو النورمالية (Normality) ويرمز لها بالرمز (N) وهي عبارة عن **عدد الجرامات المكافئة من المادة المذابة في لتر من المحلول** . فمثلاً عند إذابة 49 جرام من حمض الكبريت (VI) في لتر من الماء يتكون محلول مولاريته $0.5\ M$ ولكن نورماليته $1.0\ N$ وذلك لأن الوزن 49 جرام يمثل نصف الوزن الجزيئي وتكون المولارية :

$$\text{المولارية} = \frac{49/98}{1} = \frac{0.5}{1} = 0.5\ M$$

$$\text{أما الوزن المكافئ لحمض الكبريتيك} = \frac{98}{2} = 49 \text{ جرام}$$

$$\text{النورمالية} = \frac{49/49}{1} = \frac{1}{1} = 1.0\ N$$

وعليه تكون العلاقة بين النورمالية والمولارية كالآتي :

النورمالية = المولارية × عدد الهيدروجينات الحمضية في الحامض

= المولارية × عدد الهيدوكسيدات القاعدية في القاعدة