المحاليل

تصنيف المحاليل وطرق التعبير عن تركيزها

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 بالعوالق أو **المعلقات (المحاليل 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

تصنف المحاليل من حيث درجة توصيلها للتيار الكهربائي إلى نوعين :

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 كالآتي :

$$\begin{aligned} HClO_4 &+ H_2O \rightarrow H_3^+O + ClO_4^- \\ HNO_3 &+ H_2O \rightarrow H_3^+O + NO_3^- \\ HCl &+ H_2O \rightarrow H_3^+O + Cl^- \end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned} NaOH &+ H_2O \rightarrow Na_{aq.}^+ + OH_{aq.}^- \\ Ca(OH)_2 &+ H_2O \rightarrow Ca_{aq.}^{++} + 2OH_{aq.}^- \\ KOH &+ H_2O \rightarrow K_{aq.}^+ + OH_{aq.}^- \end{aligned}$$

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 $CH_3\ COO\ Na$

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

- 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 لحمض ضعيف : حمض 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 التركيزات .

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

معملياً 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 (١) :

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

الحل :

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

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

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