

المحاليل Solutions

~~مكتبة أبو علاء~~ / ~~الطبقة الأولى~~
 ١٩٦
 فهم الفعاليات الفساجية المختلفة داخل النبات يجب التعرف على المحاليل بشكل جيد، مفهوم مفهوم معلقة أو أنظمة غروية، حيث تعمل هذه الفعاليات في محبيط سائل مخفف لهذه المحاليل، والمحلول هو خليط متباين من مادتين أو أكثر مرتبطة مع بعضها كيميائياً أو فيزيائياً وبنسب متساوية أو مختلفة.

طبيعة المحاليل Nature of Solutions

عند تحريك كمية من السكر (مادة غير متانة) أو ملح الطعام (مادة متانة) في كأس فيه ماء، فإن السكر أو الملح سوف يختفي تماماً وينتج عن ذلك ما يسمى بالمحلول Solution. في هذا النظام يوجد مكونان اساسيان هما المذاب Solute (ممثلاً بالسكر أو الملح) والمذيب Solvent (ممثلاً بالماء) وتكون جزيئات كل من المذاب والمذيب في حركة عشوائية دائمة.

عند إضافة كمية قليلة من المذاب سوف يتكون محلول مخفف Dilute Solution. وعند إضافة كمية أخرى سوف يزداد تركيز المحلول حتى يصل إلى حد لا يمكن اذابة المزيد من المذاب تحت درجة حرارة وضغط ثابتين عندما يتكون محلول المشبع Saturated Solution. وإذا أضيف المزيد من المذاب إلى محلول المشبع سوف تترسب بلورات المادة المذابة في قعروعاء ولكن عند تغير الظروف المصاحبة لدرجة الحرارة أو الضغط نجد أن المادة المتربدة ستبدأ بالذوبان وتختفي وعندها يتكون محلول فوق المشبع Super Saturated Solution.

إن الخليط المتباين المكون من المادة المذابة والمذيبة يدعى بالمحلول الحقيقي True Solution والذي من خواصه صغر حجم دقائقه التي لا يمكن رؤيتها بالعين المجردة أو المجهر كما أنها لا تترسب تحت تأثير الجاذبية. وعند رج كمية قليلة من التربة الطينية في الماء ينبع محلول كدر يصبح رائعاً عند تركه ساكناً لفترة من الزمن حيث تترسب دقائقه الكبيرة الحجم في القاع تلتها الدفانق الأصغر وهكذا، ويسمى الخليط في هذه الحالة بالمعلق Suspension ويتميز بكبر حجم دقائقه نسبياً ولذلك يمكن رؤيتها بالعين المجردة كما أنها تترسب تحت تأثير الجاذبية. كما إن خاط سائلين لا يمتزجان كالماء والزيت ورجهما بشدة فإن الخليط المكون يسمى بالمستحلب Emulsion كما في الدهون الموجودة في الحليب، وهي هذه الحالة ينفصل الخليط إلى طبقتين متتميزتين (إذ لم تضاف مادة لكسر جزيئات الزيت كالمذيبات العضوية).

أنواع المحاليل Types of Solutions

يوجد ٩ أنواع من المحاليل تبعاً لحالات المادة الثلاث وهي السائلة والصلبة والغازية:

المادة الذائبة	المادة المذيبة	الإمثلة
غاز	سائل	CO_2 أو O_2 في الماء، المياه الغازية.
سائل	سائل	الحول في الماء.
صلب	سائل	السكر أو الملح في الماء.
غاز	غاز	CO_2 أو O_2 في الهواء الجوي.
سائل	غاز	الضباب (قطرات الماء الدقيقة جداً في الهواء)، بخار الماء.
صلب	غاز	دخان المصانع في الهواء، الغبار.
غاز	صلب	الهواء في التربة، صخور البخور.
سائل	صلب	شرب الماء في الخشب.
صلب	صلب	السبائك المعدنية.

كما إن المحاليل التي يكون فيها المذيب سائل يعتبر ذات أهمية بالغة للكائنات الحية

١- محليل الغازات في السوائل:

يحتوي الماء الموجود في خلايا الكائنات الحية على غازات ذاتية، وتختلف قابلية ذوبانها في الماء بدرجة كبيرة فقسم منها قليل الذوبان مثل (O_2 , H_2 , N_2) بينما القسم الآخر شديد الذوبان مثل (NH_3 , CO_2). يزداد ذوبان الغازات في السوائل كلما قلت درجة الحرارة وكلما زاد الضغط.

٢- محليل السوائل في السوائل:

تصنف السوائل من حيث قابلية امتصاصها مع الماء إلى (٣) أنواع:

- أ- سريعة الامتصاص مثل: الماء والكحول والكلسرين وحامض النتريك والكبريتيك والفسفوريك.
- ب- قليلة الامتصاص مثل: الايثر والكلوروفورم.
- جـ- عديمة الامتصاص مثل: الكازولين والكيروسين.

ومما تجدر الإشارة إليه أن التمييز بين المذاب والمذيب في حالة السوائل هي عملية نسبية فعندما يكون الماء أكثر كمية من الكحول في محلول يعتبر الماء هو المذيب والكحول هو المذاب والعكس بالعكس. ولو خُلط الإيثر مع ماء وتترك محلول لمدة قصيرة من الزمن للحظة تكون طبقتين، العلية هي محلول مخفف من الماء في الإيثر أما السفلية هي محلول مخفف من الإيثر في الماء وعليه يكون الإيثر هو المذيب في الطبقة العلية والماء هو المذيب في الطبقة السفلية.

٣- محليل المواد الصلبة في السوائل:

وهي أكثر الأنواع شيوعاً وأهمية وتختلف المواد الصلبة في قابلية ذوبانها في الماء فقسم منها شديد الذوبان والقسم الآخر لا يذوب مطلقاً، وتعتمد قابلية الماء على إذابة أي مادة صلبة على كمية المادة المذابة في حجم مدين من الماء في درجة حرارة معينة.

طرق التعبير عن تركيز محليل

يعرف التركيز لمحلول ما: بأنه نسبة كمية مادة ما في وحدة الحجم أو الوزن لمادة أخرى.

الوزن الجزيئي الغرامي لمادة ما: هو وزن المادة بوحداتها الذرية مقدراً بالغرامات مثلاً سكر الكلوكوز ($C_6H_{12}O_6$). الأوزان الذرية ($C=12$, $H=1$, $O=16$)
مجموع الأوزان الذرية = 180 فالوزن الجزيئي الغرامي = 180 غم وزناً.

أولاً: محلول المولاري Molar Solution

وهو محلول الناتج من إذابة مول واحد (وزن جزيئي غرامي واحد) لمادة ذاتية بكمية من الماء ليكون الحجم النهائي لتر واحد فقط من محلول (دون زيادة أو نقصان) ويرمز لها (M) فإذا أذيب 180 غم من السكر في كمية من الماء لجعل الحجم النهائي لتر واحد يسمى محلول مولاري واحد (M) وإذا أذيب ضعف هذه الكمية 360 غم في الماء لجعل الحجم النهائي لتر واحد فتركيز محلول يصبح (2M).

ثانياً: محلول المولالي Molal Solution

وهو محلول الناتج من إذابة مول واحد (وزن جزيئي غرامي واحد) لمادة ذاتية في لتر واحد أو 1000 غم من المذيب (الماء) بحيث يكون الحجم النهائي للمحلول لا يساوي لتر (أكثر من اللتر أو أقل) بينما يكون الوزن دائماً أكثر من 1000 غم.

إن إذابة مول واحد من السكر في لتر من الماء يكون الحجم الكلي للمحلول = 1207 مل، أي إن حجم السكر وز 207 مل، بينما في حالة NaCl = 1018 مل، أي إن حجم NaCl = 18 مل فقط.

ثالثاً: المحلول العياري Normal Solution

وهو التركيز الناتج من إذابة وزن مكافيء غرامي واحد لأي مادة صلبة ذاتية في لتر واحد من الماء يتكون ما يسمى بالمحلول العياري (Normality) ويرمز له (N) وعند إذابة وزنين مكافعين في لتر واحد من الماء يتكون (2N).

الوزن المكافيء الغرامي للعنصر: هو وزنه بالغرامات الذي يتحدد أو يحل محل أو يكافئ 1 غم من (H^+) .

$$\text{مكافيء الحامض} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{حامضيته}} = H_2SO_4 \leftrightarrow \frac{(1 \times 2) + 32 + (16 \times 4)}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ غم.}$$

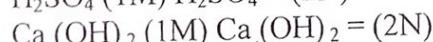
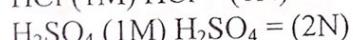
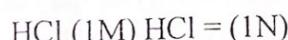
$$\text{مكافيء القاعدة} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{قاعدته}} = NaOH \leftrightarrow \frac{(23 + 16 + 1)}{1} = \frac{40}{1} = 40 \text{ غم.}$$

$$\text{مكافيء الملح} = \frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد الشحنات الموجبة أو السالبة لمكونات الجزيئية}} = \frac{1}{\text{ـ}} \text{ عدد الشحنات الموجبة أو السالبة لمكونات الجزيئية}$$

$$\text{مكافيء} = \frac{111}{2} = \frac{40 + (35.5 \times 2)}{2} = CaCl_2 \text{ ـ } 55.5 \text{ غم.}$$

$$N = M \times R$$

R = عدّ ايونات H^+ أو OH^- القابلة للإحلال بالنسبة للمolarية



رابعاً: محلول الجزء بالمليون Part Per Million

يرمز له PPM فإذا أذيب (1) ملغم من مادة في لتر من الماء يكون التركيز (1 PPM)

المحاليل Solutions

الحامض والقواعد والأملاح:

الحامض: هو أي جزيئة أو أيون يمكنه منح بروتون (H^+) إلى أي جزيئة أو أيون آخر.

ويتفاعل الحامض مع الماء المذاب فيه فيتائين.

القاعدة: هي أي جزيئة أو أيون يمكنه تقبيل بروتون (H^+), وإذا أذيبت القاعدة مع الماء فإنها تتآكل.



فالإيونات: هي ذرات أو مجموعة ذرات معاً تحمل شحنات كهربائية منها موجبة Cations ومنها سالبة Anions، ففي المحاليل المائية تتجه الشحنات الموجبة نحو القطب الكهربائي السالب Cathode، بينما الإيونات السالبة تتجه نحو القطب الكهربائي الموجب Anode.

الأحماض القوية تنتج (H^+) بسرعة، والأحماض الضعيفة تنتجه ببطء.

القواعد القوية تكتسب (H^+) بسرعة، والقواعد الضعيفة لها ميل ضعيف لـ (H^+).

المواد الامفوئيرية

Amphoteric Compound

يعمل الماء كحامض ضعيف أو كقاعدة ضعيفة فهو يمنح بروتون (H^+) مرة ويستقبل بروتون مرة أخرى فهو يعمل كقاعدة في وجود حامض الهيدروجينيك ويعمل كحامض عند وجود غاز الأمونيا.



Hydrogen Ion Concentration (pH)

تركيز آيون الهيدروجين

هو مقياس سهل يُعبر بموجبه عن تركيز آيون الهيدروجين $[H_3O^+]$ بارقام سهلة ، ويتأتي الماء بدرجة قليلة $\text{H}_2\text{O} = H^+ + OH^-$ ، ففي الماء النقى وعند درجة حرارة 25°C يكون تركيز $[H^+] = 10^{-7}$ مول لكل لتر من الماء وبما أن تحلل جزيئه الماء تعطى كل من آيون $[H^+]$ وآيون $[OH^-]$ لذا فإن تركيز آيون $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$ وتركيز آيون $[OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$ فالعلاقة بينهما في الماء تكون دائمًا ثابتة $K_w = [OH^-][H^+] = 10^{-14}$ وتعني بأن ناتج الأيونين في المول لكل لتر يكون ثابت ويساوى 10^{-14} وعند إضافة أي كمية من الحامض إلى الماء تزددي إلى زيادة تركيز آيون $[H^+]$ وبالمقابل فإن تركيز آيون $[OH^-]$ سوف يقل بنفس النسبة التي زادت بها آيونات $[H^+]$ (والعكس بالعكس).

تركيز $[H^+]$ بدلالة العيارية	قيمة pH (الرقم الهيدروجيني)
1	0 ⁰ Zero
0.1	10 ⁻¹ 1
0.01	10 ⁻² 2
0.001	10 ⁻³ 3
0.0000001	10 ⁻⁷ 7
-----	10 ⁻¹⁴ 14

$$\begin{array}{lll} [H^+] = 0.01 \text{ N} & \text{pH} = -\log 10^{-2} & = -(-2) = 2 \\ [H^+] = 0.1 \text{ N} & \text{pH} = -\log 10^{-1} & = -(-1) = 1 \end{array}$$

فالماء النقى ذو $pH = 7$ يعتبر متعادل وان كل قيمة اقل من 7 يكون حامضي وأكثر من 7 يكون قاعدي.

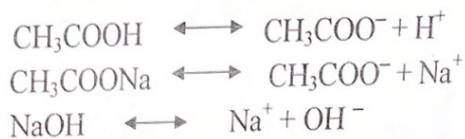
Buffer Solutions

المحاليل الواقية (الدارئة أو المنظمة)

هي المحاليل التي تقاوم التغير الفجائي في الرقم الهيدروجيني الناتج عن زيادة تركيز أيون $[H^+]$ أو أيون $[OH^-]$ نتيجة لإضافة حامض قوي أو قاعدة قوية. والمحاليل الواقية هي التي تشمل حامض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها.

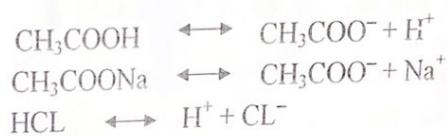
ويشمل فعل المحاليل الواقية التخلص من أيونات $[H^+]$ و $[OH^-]$ الحرة حال إضافتها إلى محلول وتكوين مواد قليلة التحلل.

وتوجد هذه المحاليل بصورة طبيعية داخل الخلايا النباتية والحيوانية وتلعب هذه المحاليل دوراً مهماً في سير التفاعلات الفسلجية والكيماوية داخل هذه الخلايا. إن معظم التفاعلات الإنزيمية داخل الخلايا لا يمكن أن تتم إلا في أوساط تحتوي على محاليل واقية وبتركيز (pH) خاص بها. وبعد البروتوبلازم بحد ذاته محلول واقي وذا مدى pH (10-4) بسبب وجود البروتينات.



يحدث نقص كبير في تركيز $[H^+]$ مما يؤدي إلى تحلل قسم آخر من حامض الخليك غير المتحلل سابقاً للمحافظة على تركيز $[H^+]$ في محلول.

أما CH_3COO^- الناتج من التحلل الجديد فيتحد مع Na^+ مكون CH_3COONa والتي تتحلل ثانية إلى مكوناتها الأيونية في محلول، وإذا أضيفت كمية أخرى فان OH^- الناتج سوف يتحدد مع H^+ إلى أن يتم تأمين جميع جزيئات CH_3COOH في محلول، وعندما فان إضافة أي كمية أخرى من NaOH فإنها ستسبب زيادة في لأنها قاعدة.



إن H^+ الذي يتحرر من CH_3COO^- يتهدد مع HCl ليكون حامض الخليك CH_3COOH قليل التأين، وإذا أضيفت كمية أخرى من

HCl فإن قسم آخر من CH_3COO^- يتتحول إلى حامض الخليك وهذا تستمر الحالة إلى أن تستنفذ جميع أيونات CH_3COO^- وعند ذلك فان إضافة HCl ستسبب في تقليل pH لأنها حامض.