المحاليل Solutions

فهم الفعاليات الفسلجية المختلفة داخل النبات يجب التعرف على المحاليل بشكل جيد، حقيقية كانت أم معلقة أو أنظمة غروية، حيث تعمل هذه الفعاليات في محيط سائل مخفف لهذه المحاليل. والمحلول هو خليط متجانس، من مادتين أو أكثر مرتبطة مع بعضها كيميائياً او فيزيائياً وبنسب متساوية او مختلفة.

طبيعة المحاليل Nature of Solutions

عند تحريك كمية من السكر (مادة غير متأينة) أو ملح الطعام (مادة متأينة) في كأس فيه ماء، فان السكر أو الملح سوف يختفي تماماً وينتج عن ذلك ما يسمى بالمحلول Solution. في هذا النظام يوجد مكونان اساسيان هما المذاب **Solute** (ممثلاً بالسكر او 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 الى حد لايمكن اذابة المزيد من المذاب تحت درجة حرارة وضغط ثابتين عندها يتكوّن المحلول المشبّع **Saturated Solution**. وإذا أضيف المزيد من المذاب إلى المحلول المشبّع سوف تترسب بلورات المادة المذابة في قعر الوعاء ولكن عند تغيّر الظروف المصاحبة كدرجة الحرارة او الضغط نجد أن المادة المترسبة ستبدأ بالذوبان وتختفي وعندها يتكوّن المحلول فوق المشبّع **Super Saturated Solution**.

إن الخليط المتجانس المتكون من المادة المذابة والمذيبة يدعى بالمحلول الحقيقي **True Solution** والذي من خواصه صغر حجم دقائقه التي لايمكن رؤيتها بالعين المجردة او المجهر كما انها لا تترسب تحت تأثير الجاذبية. وعند رج كمية قليلة من التربة الطينية في الماء ينتج محلول كدر يصبح رائقاً عند تركه ساكناً لفترة من الزمن حيث تترسب دقائقه الكبيرة الحجم في القاع تليها الدقائق الاصغر وهكذا، ويسمى الخليط في هذه الحالة بالمعلق **Suspension** ويتميز بكبر حجم دقائقه نسبياً ولذلك يمكن رؤيتها بالعين المجردة كما انها تترسب تحت تأثير الجاذبية. كما إن خلط سائلين لا يمتزجان كالماء والزيت ورجهما بشدة فان الخليط المتكون يسمى بالمستحلب **Emulsion** كما في الدهون الموجودة في الحليب، وفي هذه الحالة ينفصل الخليط إلى طبقتين متميزتين (إذ لم تضاف مادة لكسر جزيئات الزيت كالمذيبات العضوية).

أنواع المحاليل Types of Solutions

يوجد 9 أنواع من المحاليل تبعاً لحالات المادة الثلاث وهي السائلة والصلبة والغازية:

المادة الذائبة	المادة المذيبة	الأمثلة
غاز	سائل	CO_2 أو O_2 في الماء، المياه الغازية.
سائل	سائل	كحول في الماء.
صلب	سائل	السكر او 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 البحور.
سائل	صلب	تشرب الماء في الخشب.
صلب	صلب	السبائك المعدنية.

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

1- محاليل الغازات في السوائل:

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

2- محاليل السوائل في السوائل:

تصنف السوائل من حيث قابلية امتزاجها مع **الماء** إلى (3) أنواع:

أ- **سريعة الامتزاج** مثل: الماء والكحول والكلسرين وحامض النتريك والكبريتيك والفسفوريك.

ب- **قليلة الامتزاج** مثل: الايثر والكلوروفورم.

ت- **عديمة الامتزاج** 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 المحلول يعتبر الماء هو المذيب والكحول هو المذاب والعكس بالعكس. ولو خُلط ايثر مع ماء وتُرك المحلول لمدة قصيرة من الزمن للوحظ تكوّن طبقتين، العليا هي محلول مخفف من الماء في الايثر أما السفلى هي محلول مخفف من الايثر في الماء وعليه يكون الايثر هو المذيب في الطبقة العليا والماء هو المذيب في الطبقة السفلى.

3- محاليل 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 معين من الماء في درجة حرارة معينة.

طرق التعبير عن تراكيز المحاليل

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 =180غم وزناً.

أولاً: المحلول المولاري Molar Solution

وهو المحلول الناتج من إذابة مول واحد (وزن جزيئي غرامي واحد) لمادة ذائبة بكمية من الماء ليكون الحجم النهائي لتر واحد فقط من المحلول (دون زيادة أو نقصان) ويرمز لها (1M) فإذا أذيب 180غم من السكر في كمية من الماء لجعل الحجم النهائي لتر واحد يسمى المحلول مولاري واحد (1M) وإذا اذيب ضعف هذه الكمية 360غم في الماء لجعل الحجم النهائي لتر واحد فتركيز المحلول يصبح (2M).

ثانياً: المحلول المولالي Molal Solution

وهو المحلول الناتج من إذابة مول واحد (وزن جزيئي غرامي واحد) لمادة ذائبة في لتر واحد أو1000غم من المذيب (الماء) بحيث يكون الحجم النهائي للمحلول لا يساوي لتر (أكثر من اللتر أو اقل) بينما يكون الوزن دائماً أكثر من 1000غم.

إن إذابة مول واحد من السكروز في لتر من الماء يكون الحجم الكلي للمحلول =1207 مل، أي إن حجم السكروز207 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 ذائبة في لتر واحد من الماء يتكوّن ما يسمى بالمحلول العياري (Normality) ويرمز له (1N) وعند إذابة وزنين مكافئين في لتر واحد من الماء يتكوّن (2N).

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

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

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

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

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

وتقاس العيارية لمحلول ما بالنسبة للمولارية

$$N = M \times R$$

R = عدد ايونات H^+ أو OH^- القابلة للإحلال

HCl (1M) HCl = (1N)
H_2SO_4 (1M) H_2SO_4 = (2N)
$Ca(OH)_2$ (1M) $Ca(OH)_2$ = (2N)

رابعاً: محلول الجزء بالمليون Part Per Million

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

4

Solutions المحاليل

الحوامض والقواعد والأملاح:

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

ويتفاعل الحامض مع الماء المذاب فيه فيتآين.

$$HA \longleftrightarrow H^+ + A^-$$

القاعدة: هي أي جزيئة أو ايون يمكنه تقبل بروتون (H^+)، وإذا أذيبت القاعدة مع الماء فإنها تتآين.

$$BOH \longleftrightarrow B^+ + OH^-$$

وينتج **الملح** عند خلط حامض مع قاعدة.

$$HCl + NaOH \longleftrightarrow NaCl + H_2O$$

فالايونات: 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 الايونات السالبة تتجه نحو القطب الكهربائي الموجب Anode.

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

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

المواد الامفوتيرية
Amphoteric Compound

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

$$H_2O + HCL \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$H_2O + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + OH^-$$

تركيز آيون الهيدروجين
Hydrogen Ion Concentration (pH)

هو مقياس سهل يُعبّر بموجبه عن تركيز آيون الهيدرونيوم [H_3O^+]بارقام سهلة ، ويتآين الماء بدرجة قليلة $H_2O = H^+ + OH^-$ ، ففي الماء النقي وعند درجة حرارة 25 مْ يكون تركيز $[H^+] = 10^{-7}$ مول لكل لتر من الماء وبما أن تحلل جزيئة الماء تعطي كل من ايون $[H^+]$ ـ ايون $[OH^-]$ لذا فان تركيز ايون $[H^+] = 10^{-7}$ M وتركيز ايون $[OH^-] = 10^{-7}$ M فالعلاقة بينهما في الماء تكون دائماً ثابتة $[OH^-]*[H^+] = 10^{-14} = K_w$ وتعني بان ناتج الايونين في المول لكل لتر يكون ثابت ويساوي 10^{-14}وعند إضافة أي كمية من الحامض إلى الماء تؤدي إلى زيادة تركيز ايون $[H^+]$ وبالمقابل فان تركيز ايون $[OH^-]$ سوف يقل بنفس النسبة التي زادت بها ايونات $[H^+]$ (والعكس بالعكس).

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

$[H^+] = 0.01$ N $pH = -\log 10^{-2} = -(-2) = 2$

$[H^+] = 0.1$ N $pH = -\log 10^{-1} = -(-1) = 1$

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

5

المحاليل الواقية (الدارئة أو المنظمة)

Buffer Solutions

هي المحاليل التي تقاوم التغيّر الفجائي في الرقم الهيدروجيني الناتج عن زيادة تركيز ايون $[H^+]$ أو ايون $[OH^-]$ 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 ايونات $[H^+]$ و$[OH^-]$ الحرة حال إضافتها إلى المحلول 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 الا في أوساط تحتوي على محاليل واقية وبتركيز (pH) خاص بها. ويعد البروتوبلازم بحد ذاته محلول واقي وذا مدى pH (4-10) بسبب وجود البروتينات.

$$CH_3COOH \longleftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$
$$CH_3COONa \longleftrightarrow CH_3COO^- + Na^+$$
$$NaOH \longleftrightarrow Na^+ + OH^-$$

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

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

$$CH_3COOH \longleftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$
$$CH_3COONa \longleftrightarrow CH_3COO^- + Na^+$$
$$HCL \longleftrightarrow H^+ + CL^-$$

إن H^+ الذي يتحرر من HCL يتحد مع CH_3COO^- ليكوّن حامض الخليك CH_3COOH قليل التآين، وإذا أضيفت كمية أخرى من HCL فان قسم أخر من CH_3COO^- يتحول إلى حامض الخليك وهكذا تستمر الحالة إلى أن تستنفذ جميع ايونات CH_3COO^- وعند ذلك فان إضافة HCL ستسبب في تقليل pH لأنها حامض.