كلية العلوم

القسم : علم الحياة

السنة : الرابعة

المادة : تغذية ونمو

المحاضرة : الثانية/عملي/د.ريم

{{ مكتبة A to Z }}

Facebook Group : مكتبة A to Z

2026

يمكنكم طلب المحاضرات برسالة نصية (SMS) أو عبر (What's app-Telegram) على الرقم 0931497960

الجمهورية العربية السورية
وزارة التعليم العالي والبحث العلمي

محاضرات الجزء العملي

التغذية والنمو النباتي

إعداد د. ريم ابراهيم

كلية العلوم
قسم علم الحياة

العام الدراسي 2025-2026

العلاقات المائية في النبات

تقدير قوة الامتصاص – البلزمة

يحصل النبات على حاجته من الماء من محيطه. وتعد الجذور في النباتات الراقية أعضاء الامتصاص الرئيسية فهي تمتص الماء والأملاح المعدنية من التربة بوساطة الأوبار الجذرية؛ التي تمتلك جدار سيللوزي رقيق تبطنه طبقة من السيتوبلاسما وتحتوي الخلايا على **فجوة عصارية** كبيرة ممتلئة بالعصارة الخلوية و**ضغطها الحلولي** أعلى من الضغط الحلولي لمحلول التربة، ونتيجة لذلك يدخل الماء إلى الخلية، ويفسر ذلك بأن القوة الحلولية الامتصاصية للفجوة النباتية عالية.

يخرج معظم الماء الذي يمتصه النبات على شكل بخار ماء من أجزاء النبات الهوائية وبخاصة الأوراق، ويطلق على فقدان الماء بهذه الصورة عملية النتح، ويصعد الماء من الجذور إلى الأوراق عبر أوعية نسيج الخشب وتفرعاته في الساق وصولا إلى الورقة ويساعد على صعود النسغ قوى مختلفة أهمها الضغط الجذري. ويتم دخول المواد وخروجها من الخلية بواسطة عمليات فيزيائية متعددة وتتطلب تلك العمليات قدرة ومصدر هذه القدرة الجزيئات نفسها، وتدخل الغازات إلى الأوراق وتخرج بوساطة الانتشار Diffusion.

وبالتالي فإن حركة الماء بالنبات التي تتم بتأثير الضغط الحلولي هي:

1- امتصاص الماء. 2- صعود الماء عبر الأوعية الخشبية – 3- النتح.

ولفهم امتصاص وطرح الماء في النبات يجب أن نتذكر أن معظم العمليات الحيوية تجري في محاليل مائية، ولذلك لابد أولاً أن نفهم ما المقصود بالمحلول وكيف يمكن تحضيره ومما يتكون. يعرف المحلول بأنه مزيج فيزيائي وكيميائي متجانس لمادتين أو أكثر. و يعرف التركيز بأنه نسبة كمية مادة إلى مادة في وحدة الحجم والوزن لمادة أخرى.

تتألف المحاليل بصورة عامة من طورين، الطور المذيب أو المحل Solvent والطور الذائب أو المنحل Solute، وللتعبير عن تركيز المحاليل نتبع بعض الطرق الآتية:

1- النسبة المئوية Percentage %.
2- المحلول الجزيئي الغرامي الحجمي أو المولارية Mola soluationr ويرمز لها بـ M.
3- المحلول الجزيئي الغرامي الوزني ويرمز له m المولالية،Molal solution
4- المحلول النظامي Normal ويرمز له بـN .

أولاً: النسبة المئوية:

تستخدم هذه الطريقة لسهولة تطبيقها ويجهز بها المحلول بنسبة وزن إلى حجم W/V وتعرف بالنسبة المئوية الوزنية الحجمية.

مثلاً إذا أردنا تحضير محلول سكري بنسبة 15%. نأخذ 15 غ لسكر النقي ونذيبها في كمية كافية من الماء المقطر ومن ثم نتمم الحجم إلى 100 مل.

أو حجم إلى حجم (V/V) وتعرف بالنسبة المئوية الحجمية.

مثلا لتحضير حمض الخل 15% نأخذ 15 مل من محلول حمض الخل النقي ونضيفها إلى 85مل من الماء يصبح الحجم النهائي للخليط 100%.

ثانياً: المحلول الجزيئي الحجمي (المولارية) Molar:

محلول يحوي جزيئة غرامية واحدة من المادة المذابة المنحلة في ليتر من المحلول ويكون الحجم النهائي المتكون هو 1000مل.

مثال1: لتحضير محلول جزيئي حجمي من كبريتات الصوديوم Na2SO4 بمولارية 1M نحتاج إلى 142 غ من مادة Na2SO4 ونحلها في كمية كافية من الماء المقطر حتى إتمام الحجم إلى 1000مل.

مثال2: لتحضير محلول جديد من محلول معلوم المولارية نستخدم العلاقة الآتية:

$$C1.V1 = C2.V2$$

C1: التركيز المولاري للمحلول الأصلي. V1: حجم المحلول الأصلي

C2:التركيز المولاري للمحلول المطلوب. V2: حجم المحلول الجديد.

مثلاً: لديك محلول مولاريته M=(1) كيف يمكن أن نحضر منه محلولاً حجمه 50مل ومولاريته M=0.4.

الحل: نطبق العلاقة $C1.V1 = C2.V2$

$50\times0.4=1\times V1$ وبالتالي $V1 = 20$مل.

ولتحضير المحلول الجديد بمولارية 0.4 نأخذ 20 مل من المحلول ذو المولارية (1) ونكمل الحجم إلى 50 مل باستخدام الماء المقطر. فنحصل على محلول حجمه 50 مل ومولاريته 0.4.

تذكير: التركيز الغرامي لمحلول= الكتلة الغرامية المذابة m × حجم المحلول.

التركيز المولي لمحلول ما= عدد المولات المذابة × حجم المحلول .

الكتلة الغرامية = كتلة مول واحد (الكتلة الغرامية لجزيئة واحدة) × عدد المولات المذابة

التركيز الغرامي (الكتلي)= التركيز المولي × الكتلة المولية للمادة المذابة.

عدد مولات مادة ما = الكتلة الغرامية المذابة/ الكتلة الجزيئية لغرامية لمول واحد من المادة.

وتحسب الكتلة الجزيئية الغرامية أو ما يسمى بالكتلة المولية من الصيغة الكيميائية للمادة

مثال: احسب كتلة كبريتات المغنزيوم التي تلزم لتحضير 4 ليترات من محلول تركيزه 0.02 مول /ل علماً أن الكتلة الجزيئية الغرامية (المولية) لكبريتات المغنزيوم 120 غراما /لتر.

الحل: التركيز الكتلي= 0.02 × 120= 2.40 غرام/ل.

التركيز الكتلي = كتلة كبريتات المغنزيوم × 4

كتلة كبريتات المغنزيوم= 2.4/4= 0.6 غرام

مثال3: احسب وزن KCL اللازم لتحضير ليتر واحد من محلول 0.1 مولاري(0.1M)

K=39.1 – CL=35.46

أولاً نحسب وزن جزيئة واحدة من KCL وتساوي 74.56 غ ومن ثم نحسب الكمية اللازمة لتحضير محلول 0.1M، وتساوي 74.56 × 0.1 = 7.456غ، بعد ذلك تحل هذه الكمية في ليتر واحد من الماء.

ثالثاً: المحلول الجزيئي الوزني m المولالي:

ويحوي على جزيئة غرامية واحدة من المادة المنحلة في 1000غ من المادة المحلة ويعرف بتركيز 1 مولالي.

مثال 1: محلول سكاروز 10% احسب التركيز الجزيئي الوزني للمحلول.

يحوي المحلول وزن w1= 10 غ سكاروز منحلة في 90 مل من الماء، نحسب وزن السكاروز w2 اللازم لمحلول حجمه 1000مل ويساوي 10×90/1000= 111.1غ

وبما أن وزن جزيئة سكاروز واحدة = 342غ، بالتالي يكون: التركيز الجزيئي الوزني المطلوب $x = \frac{111.1}{342}$

X= 0.37m

المحلول النظامي: هو المحلول الذي يحوي على مكافئ غرامي واحد والمكافئ الغرامي للمادة هو الوزن الجزيئي للمادة المنحلة مقسوما على عددالوظائف الحمضية +H(الحمض)، أو عدد وظائف الهيدروكسيل بالنسبة للأسس(الأساس)، أو بالنسبة لتكافؤ المركب إذا كان ملح، وذلك في 1 ليتر من المحلول:

$N=p.m/H^+$ للحمض ، $N=p.m/OH^-$ للأساس ، $N=p.m/n$ للملح

p.m: الوزن الجزيئي للمادة ، n: تكافؤ الملح، N : النظامية.

لتحضير محاليل جديدة النظامية من محلول معروف النظامية العلاقة: $N1.V1 = N2.V2$

حيث أن : N1: نظامية المحلول المعطى و V1 حجمه – N2: نظامية المحلول المطلوب وv2 حجمه.

مثال: لديك محلول 0.7 نظامي، كيف تحضر منه70 مل محلول HCL 0.4 نظامي.

الحل: $N1.V1 = N2.V2$

$$v1 = \frac{70 \times 0.4}{0.7}$$

V1=40مل. أي نأخذ40مل من محلول0.7 نظامي ونمددها إلى 70 مل بالماء المقطر.

المحاليل المخففة: محاليل نحضرها من محلول أصلي نسميه المحلول الأم معلوم العيارية أو التركيز ويطلب من الطالب تحضير محلول جديد ولكن بتركيز اقل وبحجم معلوم، ونستخدم لذلك قانون التخفيف :

$$C.V = C1.V1$$

أمثلةللتدريب:

- **كيف نحضر سلسلة من المحاليل المخففة من محلول أم مغذي تركيزه 1مل/ل بحيث تحصل على تراكيز 0.1 – 0.01– 0.001 مل/ل وبأحجام 10 مل لكل محلول جديد.**
- **كيف نحضر محلول أزرق الميتلين بتركيز 4% وبحجم 40 مل.**

– التركيز جزء من المليون: ppm ويستخدم لتحضير المحاليلالخاصة بالبحوث الدقيقة (هرمونات النمو – الفيتامينات، الأنزيمات) وهو 1غرام/ 10^6 وتعطى العلاقة بين التركيز ppm ةالمولارية كمايلي:

$$\boldsymbol{Molarity} = \frac{\boldsymbol{ppm}}{\boldsymbol{10^3} \times \text{الوزن الجزيئي الغرامي}}$$

$$\boldsymbol{Molality} = \frac{\boldsymbol{ppm}}{\boldsymbol{10^3} \times \text{غرامي مكاف وزن}}$$

مثال: احسب تركيز محلول من Ca(OH)2 ممثلا بال ppm إذا كانت المولارية M=0.5

H=1, O=16, Ca= 40

الحل:

$$\boldsymbol{0.5} = \frac{\boldsymbol{ppm}}{\boldsymbol{74 \times 1000}} \longrightarrow \boxed{Ppm = 37 \times 10^3}$$

التجارب

التجربة1: تقدير قوة الامتصاص الحلولية بطريقة الانحناء.

يتم دخول الماء وخروجه من الخلايا الحية ويتم انتقاله داخل الخلايا بوساطة الحلول Osmosis،

المحلول المنخفض التركيز؛ أي محلول ضغطه الحلولي يكون أقل من الضغط الحلولي للعصارة الفجوية، والمحلول عالي التركيز أي المحلول الذي يكون ضغطه الحلولي أعلى من الضغط الحلولي للعصارة الفجوية، والمحلول المتساوي التركيز أي المحلول الذي يكون ضغطه الحلولي مساو للضغط الحلولي للعصارة الفجوية.

ولفهم دخول وخروج الماء إلى الأجزاء أو الخلايا النباتية يتم مقارنة النتائج مع تعريف كل نوع المحلول المستخدم في التجربة وعلاقته بامتصاص الماء.

الهدف: ملاحظة اختلاف القوة الامتصاصية للخلية النباتية.

الأدوات والمواد: أطباق بتري(أو بياشر صغيرة) ، أوراق نباتية غضة، كلور الصوديوم، ماء. (لكل مجموعة 3 أطباق أو بياشر).

طريقة العمل: حضر محاليل مختلفة التراكيز من كلور الصوديوم(بين 0.1 و0.5 %) أو محاليل من السكاروز بتراكيز 2-15% واختر بعض معاليق الأوراق النباتية التي أمامك بحيث تكون طرية وغضة.

شق كل معلاق ورقة طوليا باستخدام مشرط إلى أربعة أجزاء، ولاحظ تقوس الأجزاء بعد قطعها مباشرة من ناحية البشرة وبالتالي الأدمة تكون من ناحية الجانب المحدب.

ضع بعض الأجزاء النباتية في محاليل مختلفة التركيز ضمن بياشر أو أطباق بتري، انتظر لبضع دقائق ولاحظ التغير الحاصل في الأجزاء النباتية ضمن كل محلول وسجل النتيجة من حيث انحناء القسم النباتي مع التفسير.

التجربة2: امتصاص الماء من قبل الخلايا النباتية في محاليل ذات تراكيز مختلفة وحادثة البلزمة.

الأغشية البلاسمية للخلايا النباتية الحية نصف نفوذة وتحوي فجواتها العصارية محاليل مركزة لكثير من الأملاح والسكاكر والحموض العضوية. فإذا وضعت الخلية مثلا في محلول أعلى تركيزا من عصارتها، يخرج ماء العصارة الخلوية من الأغشية وتنكمش السيتوبلاسما وإذا كان خروج الماء من الخلية أسرع من دخوله إليها يحدث ما يسمى بالانكماش الهيولي أو البلزمة Plasmolyzed.

الأدوات اللازمة: أطباق بتري(أو بياشر صغيرة) ، حراشف نبات البصل، كلور الصوديوم، ماء. (لكل مجموعة 3 أطباق أو بياشر).

طريقة العمل:

حضر محاليل مختلفة التراكيز من كلور الصوديوم(بين 0.1 و0.5 %) أو محاليل من السكاروز بتراكيز 2-15% وخذ جزءاً من حرشفة نبات البصل الداخلية وضع بعض منها في المحلول المرتفع التركيز والبعض الآخر في المحلول المنخفض التركيز لمدة 15 دقيقة وادرسها تحت المجهر بنزع الغشاء الرقيق للحرشفة وارسم ما تشاهد مع التفسير:

المحلول منخفض التركيز	المحلول مرتفع التركيز

انقل بعض حراشف البصل إلى ماء مقطر واتركها لمدة 10 دقائق وادرسها من جديد تحت المجهر بنزع الغشاء الرقيق للحرشفة ووضعه على شريحة زجاجية ومن ثم تغطيتها بساترة. وادرسها بالتكبير الضعيف ومن ثم القوي وارسم ما تشاهد مع التفسير.

المحلول منخفض التركيز	المحلول مرتفع التركيز