فسيولوجيا النبات

علم فسيولوجيا النبات (علم وظائف الأعضاء):

هو العلم الذي يهتم ويبحث بدراسة العمليات الحيوية المختلفة التي تجري داخل النبات ومحاولة تفسيرها كي يتاح لنا التحكم بها وتعديلها لنحصل من هذا النبات على أقصى محصول كماً ونوعاً. ويبحث في:

1. كيف يستطيع جذر النبات امتصاص الماء من التربة وكيف له الصعود إلى أعلى جزء في النبات ضد الجاذبية الأرضية وكيف يتخلص النبات من الكثير من مائه الممتص (عن طريق النتح).
2. كيف يجهز النبات غذاءه عن طريق أوراقه الخضراء من خلال عملية التمثيل الضوئي
3. كيف يتنفس لتوفير الطاقة اللازمة للعمليات الحيوية.

المحاليل وقياس درجة الحموضة

أولاً – المحاليل:

1- تعريف المحاليل:

المحلول مزيج فيزيائي وكيميائي متجانس لمكونين أو أكثر، نظرياً يمكن أن يكون المذيب غازاً أو سائلاً أو صلباً. من الناحية العملية يعد الماء المذيب الوحيد في النباتات.

تتكون المحاليل بصورة عامة من طورين: تتكون المحاليل بصورة عامة من طورين:

أ- الطور المذيب أو المحل Solvent

ب- الطور الذائب أو المنحل Solute

تكون المادة الذائبة منتثرة في المحل لذلك تسمى بالطور المنتثر ويسمى الجسم المحل بوسط الانتثار.

2 - أنواع المحاليل:

i. تقسيم المحاليل حسب درجة تجزؤ المادة المنحلة وحسب حجم دقائقها في وسط الانتثار إلى:

1- المحاليل الحقيقية للمواد ذات الوزن الجزيئي المنخفض: وهي المحاليل التي تتجزأ فيها المادة المنحلة إلى جزيئات أو أيونات يكون قطرها صغيراً لا يتجاوز (0.001) ميكرون، وتكون أبعاد دقائقها مقاربة لأبعاد دقائق

الوسط المحل، ولا تترسب مهما طال بقاؤها ولا يمكن رؤية جزيئاتها حتى بالمجهر الالكتروني وتكون متجانسة تماماً مثل المحاليل السكرية والملحية، حيث تتأين الأملاح وتتشرد في الماء إلى أيونات مثل (Na)(Cl) تتبعثر هذه الأيونات وتشكل المحلول الحقيقي.

2- المحاليل الغروية: وهي المحاليل التي يتراوح قطر الدقائق المنحلة فيها بين 0.001-0.1 ميكرون مثل الكبريت في الماء-الجيلاتين – النشاء في الماء وتكون الحبيبة عبارة عن مجموعة الجزيئات ويمكن رؤية بعض خواصها الطبيعية.

3- المعلقات: تكون الجزيئات في نظام المعلقات ذات قطر أكبر من 0.1 ميكرون تتجمع هذه الجزيئات في جزيئات كبيرة عند ذلك يمكن رؤيتها بالعين المجردة لكن هذه النظم غير مستقرة فعندما تترك ساكنة تترسب في قعر الإناء، إذا كانت كثافتها أكبر من كافة وسط الانتشار أو تطفو إذا كانت كثافتها أقل، مثل معلق التربة والماء.

المستحلبات: هو انتشار سائل غير ذواب في سائل آخر مثلا وضع سائلين غير قابلين للامتزاج مع بعضهما كالزيت والماء ويمكن رؤيتها بالعين المجردة وهي محاليل غير ثابتة تنفصل بسرعة إلى مكوناتها كون قطر الدقائق المنتشرة أي الزيت في هذه الحالة أكبر من 0.1 ميكرون بسبب ارتفاع التوتر السطحي لقطيرات الزيت، ولا تكون ثابتة إلا بوجود عامل استحلاب (الصابون – الكبريت- الصموغ-...)، توجد المستحلبات في الخلايا النباتية ويُعتقد أنها من المركبات الأساسية في السيتوبلازم، حيث يتبين من فحص السيتوبلازم بالتكبير القوي أن قطيرات الدهن أو الزيت تكون مبعثرة فيها.

ii. تقسيم المحاليل حسب حالة المادة المذابة والمذيبة الفيزيائية إلى:

1 – محاليل غازية: المذيب غاز مثل النيتروجين أما المذاب قد يكون غازاً مثل الأكسجين أو سائلاً مثل رذاذ الماء كما في الضباب، أو صلباً كما في حالة الغبار في الهواء.

2- محاليل سائلة: المذيب سائل كالماء أما المذاب قد يكون صلباً مثل الملح، أو سائلاً مثل الأسيتون أو غازاً مثل ثاني أكسيد الكربون.

3- محاليل صلبة: وفيها يتوزع مركب صلب في مركب صلب آخر كما في حالة سبائك الفلزات.

تقسيم المحاليل حسب درجة الإشباع (نسبة تركيز جزيئات المذاب في المذيب):

1- غير مشبعة: المحلول الذي يحتوي على كمية من المذاب أقل من الكمية التي توصله إلى حد التشبع.

2- مشبع: إذا أذبنا أكبر كمية ممكنة من المذاب في مذيب أصبح المحلول محلولا مشبعاً، أي إذا أضفنا من المادة المذابة إلى مثل هذا المحلول ويفقد المذاب القدرة على الذوبان ويبدأ بالترسب.

3- فوق المشبع : المحلول الذي أمكن الحصول عليه في درجة حرارة مرتفعة ثم بُرد بلطف مع ترسب المُنحل.

أولاً- طرق التعبير عن تركيز المحاليل

هناك عدة طرق للتعبير عن تركيز المحاليل وهي:

1- النسبة المئوية ويرمز لها %

2- محلول جزيئي (مولار) ويرمز لها (M)

3- محلول جزيئي وزني (مولال) ويرمز له (m)

4- محلول نظامي (نورمال) ويرمز لها N

1 – النسبة المئوية:

1- النسبة المئوية بالوزن: (w/w)

عدد غرامات المذاب في 100 غ من المحلول، فمحلول مائي تركيزه مثلاً 2% وزناً؛ هذا يعني أن كتلة المذاب 2 جرام في 100 غ من المحلول من خلال التطبيق التالي: (100/2) ×100%= 2%.

2- النسبة المئوية بالحجم: (w/v)

هي عبارة عن عدد غرامات المذاب في 100 مل من المحلول، فمحلول مائي تركيزه مثلاً 3% حجماً؛ هذا يعني أن كمية المذاب يساوي 3غ مذابة في 100 مل من المحلول من خلال التطبيق التالي: (100/3) ×100%= 3%

3- النسبة الحجمية: تركيز مادة معينة بنسبة حجمية لكل من المذاب والمذيب

فالنسبة (3:1) تعني أن المحلول يحضر بإضافة حجم واحد من المذاب إلى ثلاثة حجوم مذيب.

مثال: احسب النسبة المئوية لمحلول يحوي 5 غ من السكر في 95 غ من الماء .

الحل : النسبة المئوية للتركيز = $\frac{\text{5 غ (مادة منحلة)}}{\text{5 غ (مادة منحلة) + 95 غ (مادة محلة)}} \times 100 = 5\ \%$

تركيز المحلول إذا هو: 5 %

2 – التركيز المولاري (المحلول الجزيئي الحجمي المولاري) (M):

هو عبارة عن الكمية بالمول أو عدد الجزيئات الغرامية من المذاب (المادة الذائبة) في ليتر واحد من المحلول. (مولار) (1مول /ليتر)

مثال (1) :

احسب وزن كلور البوتاسيوم K CL اللازم لعمل ليتر واحد من محلول (0.1) جزيئي .

1- نعمل على إيجاد الوزن الجزيئي لكلور البوتاسيوم كمايلي:

K = 39.1 و CL= 35.46

ومنه: 39.1 + 35.46 = 74.56 غ

2- نوجد الكمية اللازمة لمحلول (0.1) جزيئي.

74.56 ×0.1 = 7.456 غ و هذه الكمية يجب أن تحل في الماء و تمدد بحيث يكون الحجم النهائي يساوي ليتر .

مثال (2):

أعطيت محلول تركيز 0.5 جزيئي كيف تحضر محلول حجمه (50) مل من محلول 0.3 جزيئي.

نلجأ لتمديد المحلول المركز نضيف الحجم المناسب من المحل ولن يؤدي ذلك إلى أي تغير في عدد مولات المادة ونعتمد هنا قانون المعايرة:

$$T2 \times V2 = V1 \times T1$$

$0.5 \times V1 = 0.3 \times 50$ ⟵ $V1 = 0.3 \times 50 / 0.5 = 30$ مل

وبالتالي نأخذ 30 مل من محلول 0.5 جزيئي ونمددها إلى 50 مل لنحصل على المطلوب.

3 – المحلول الجزيئي الوزني المولالي: (m)

هو عبارة عن الكمية بالمول أو عدد الجزيئات الغرامية من المادة المنحلة في 1000 غ من المادة المذيبة وليس المحلول. (مولال)

مثال (1):

لدينا محلول سكروز تركيز 10% احسب التركيز الجزيئي للمحلول.

يحوي تركيز 10% على 10غ من السكروز منحلة في 90 مل من الماء وبالتالي لنحسب السكروز في 1000 مل (تقريباً 1000غ) من الماء.

90 مل ماء تحوي 10غ سكروز

1000 مل تحوي س ومنه:

س = 1000 × 10 / 90 = 111.1 غ

وزن جزيئة السكر = 342 غ وبالتالي:

التركيز الجزيئي الوزني = 111.1 / 342 = 0.325 مولال

مثال(2):

لديك محلول من السكروز تركيز 0.75 جزيئي، احسب التركيز الجزيئي الوزني لهذا المحلول علماً بأن حجم الانحلال لجزيئة غرامية من السكروز تساوي 207 مل.

حجم الانحلال لـ 0.75 جزيئة من السكروز = 0.75 × 207 = 155 مل

حجم الماء في ليتر من محلول 0.75 جزيئي من السكروز = 1000 –155 = 845 مل .

وزن السكروز في ليتر من المحلول 0.75 جزيئي = 0.75 × 342 = 256 غ .

تركيز المحلول إذاً هو 256 غ من السكروز في 845 مل من الماء .

أما كمية السكروز في 1000 مل من الماء فتحسب كمايلي:

256 × 1000 / 845 = 302 غ

التركيز الجزيئي الوزني = 302 / 342 = 0.88 مولال

3 – المحلول النظامي (نورمال) N:

هو المحلول الذي يحوي على مكافئ غرامي واحد من المادة المنحلة في ليتر من المحلول.

مثال (1):

ماهو وزن ماءات البوتاسيوم KOH اللازمة لتحضير 500 مل من محلول 0.5 نظامي.

الحل:

نحسب المكافئ الغرامي لـ KOH = الوزن الجزيئي لأن القيمة الاتحادية كمايلي:

البوتاسيوم= 39.1 الهيدروجين = 1 الأكسجين = 16

وبالتالي: 39.1 + 1+ 16 = 56.1 غ.

نصف المكافئ الغرامي = 56.1 / 2 = 28.05 غ تلزم لتحضير ليتر من محلول 0.5 نظامي.

ولتحضير 500 مل من المحلول يلزم 28.05 / 2 = 14.025 غ وعليه:

نحل 14.025 غ من KOH في الماء ومدد المحلول بحيث يكون الحجم النهائي 500 مل للحصول على المطلوب.

مثال (2):

أعطيت محلولا 0.7 نظامي كيف تحضر 70 مل من محلول HCL 0.4 نظامي.

الحل: نلجأ لقانون المعايرة لتمديد محلول معلوم التركيز:

$$V2 \times N2 = V1 \times N1$$

$V2 = N1 \times V1 / N2$ ⟵ $0.4 \times 70 / 0.7 = 40$ مل

أي نأخذ 40 مل من محلول 0.7 نظامي ومددها إلى 70 مل بالماء لتحصل على المطلوب.

مثال (3):

ما هو حجم حمض الكبريت المركز (98%) وزنه النوعي 1.84 اللازم لتحضير 500 مل من محلول 0.2 نظامي.

الحل:

1 – نوجد الوزن المكافئ لحمض الكبريت: كل جزيئة غرامية من حمض الكبريت تحوي على ذرتي هيدروجين، بالتالي الوزن المكافئ هو نصف الوزن الجزيئي (H= 1 O = 16 S = 32)

أي : 98/ 2 = 49 غ و هي الكمية اللازمة لتحضير ليتر من محلول نظامي .

2– وزن حمض الكبريت اللازم لعمل ليتر من محلول 0.2 نظامي:

$49 \times 0.2 = 9.8$ غ

3 – وزن حمض الكبريت اللازم لعمل 500 مل = 9.8/ 2 = 4.69 غ

4 – أوجد حجم حمض الكبريت الذي يشغله هذا الوزن من حمض الكبريت لو كان صافياً 100%.

ح = الوزن / الوزن النوعي = 4.9 / 1.84 = 2.67 مل

لكن المحلول ليس نقياً 100 %لذلك نحسب الكمية اللازمة من محلول 98% كمايلي:

2.67 / 0.98 = 2.72 مل

بالتالي خذ 2.72 مل من حمض الكبريت المركز (98%) و حلها في الماء بحيث يكون المحلول 500 مل لتحصل على المطلوب.

ثانياً – قياس تركيز شوارد الهيدروجين (قياس الـ PH)

يعتبر من الصعب قياس تركيز شوارد الهيدروجين بالتركيز الجزيئي الوزني ولا بالتركيز الجزيئي الحجمي لسببين:

1- تركيز شاردة الهيدروجين في المتعضية ضعيف جداً.

2- يتبدل هذا التركيز بدرجات كبيرة جداً

إن تركيز شوارد الهيدروجين في المحلول قياس لدرجة حموضة المحاليل وتدل على تركيز (عدد غرامات) شوارد الهيدروجين في ليتر من المحلول، أما تركيز شوارد الهيدروكسيل هو مقياس لقلوية المحلول.

إن المحاليل التي نستعملها في أكثر الحالات ممددة فإن تركيز شوارد الهيدرونيوم يكون صغيراً ويعبر عن تركيز شوارد الهيدرونيوم $H3O$ بالرقم (10) مرفوع لأس سالب. و تسهيلا للتعبير عن الارقام الصغيرة اقترح العالم سورنسن أخذ أس الرقم (10) في التركيز المولي و تغيير إشارته للحصول الـ PH أي :

$$H3O = 10^{-PH}$$

و بأخذ اللوغاريتم العشري للطرفين نجد:

$$(H3O)\ \log - = PH$$

إن الماء النقي ليس حمضياً وليس قلوياً إنما معتدل يتشرد بدرجة طفيفة وينتج عن تشرده شاردة الهيدروجين وشاردة الهيدروكسيل، وتدل القياسات على أن جداء تركيز هاتين الشاردتين في الماء النقي هو:

$$H^{+}\ X\ OH^{-} = 1 \times 10^{-4}$$

وبما أن تركيز الـ H^{+} يساوي تركيز شاردة الـ OH^{-} في الماء النقي ينتج:

$$\sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7}$$ (غرام من الهيدروجيني)

يبقى ثابت التشرد للماء ثابتاً لا يتغير.

افرض حالة محلول من حمض كلور الماء يحوي على عدد من شوارد الهيدروجين يساوي 1×10^{-5} ليتر وهو محلول حمضي لأن تركيز شوارد الهيدروجين هو 1×10^{-5} بينما يكون تركيز شوارد الهيدروكسيل هو 1×10^{-9} وجداؤهما $(1 \times 10^{-5} \times 1 \times 10^{-9}) = 1 \times 10^{-14}$ في درجة 22 مْ.

وهكذا فإن تركيز شوارد الهيدروجين في هذا المثال 1×10^{-5} يتمثل بالـ PH= 5

والجدول التالي يبين العلاقات النظامية وتركيز شوارد الهيدروجين والهيدروكسيل:

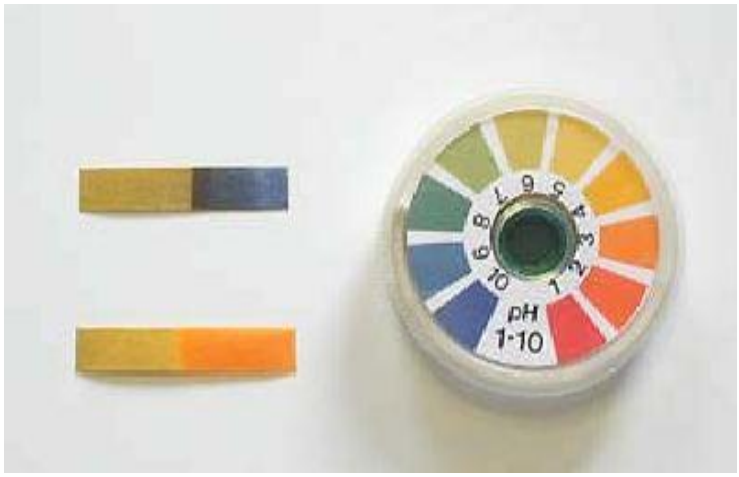
	النظامية	تركيز شوارد	تركيز شوارد	الـ ph
حمض	1	1	10^{-14}	0
	0.1	10^{-1}	10^{-13}	1
	0.01	10^{-2}	10^{-12}	2
	0.001	10^{-3}	10^{-11}	3
	0.0001	10^{-4}	10^{-10}	4
	0.00001	10^{-5}	10^{-9}	5
	0.000001	10^{-6}	10^{-8}	6
ماء مقطر	0.0000001	10^{-7}	10^{-7}	7
أساس	0.000001	10^{-8}	10^{-6}	8
	0.00001	10^{-9}	10^{-5}	9
	0.0001	10^{-10}	10^{-4}	10
	0.001	10^{-11}	10^{-3}	11
	0.01	10^{-12}	10^{-2}	12
	0.1	10^{-13}	10^{-1}	13
	1	10^{-14}	1	14

ويمكن تعيين الـ PH بعدة طرق في عصارات نباتية يتم اختيارها لهذا الهدف:

1- طريقة ورق الـ PH:

أ- نقص قطعة بطول 2 سم من ورق الـ PH من علبتها نغمس نهايتها في المحلول المراد معرفة الـPH ننتظر مدة دقيقتين ثم نقارن اللون الناتج في الطرف المغموس بالألوان الموجودة على جانبي العلبة ونستنتج درجة الـ PH للمحلول.

ب–نقطع ورقة من نبات السجادة و نضغطها باليدين فوق ورقة الPH مباشرة لتستنزف بعض عصارتها و نعين الـ PH .



2– استعمال الكواشف الملونة :

استعمل كاشف هارلكو: ضع 10مل من المحلول المراد قياس الـ PH فيه في أنبوب اختبار نظيف أضف /5/ نقاط من محلول الكاشف خض الانبوب جيدا وقارن لون المحلول الناتج مع صفحة الألوان الخاصة.

علماً أن هناك العديد من الكواشف المستخدمة.

3- طريقة مقياس PH meter:

ملحق عمل المحاليل

1- تحضير محلول نظامي:

آ- حضر من محلول الـ HCL (0.5) نظامي المقدم إليك 30 مل من محلول 0.1 نظامي ، استخدم القانون:

ن × ح = ن1 × ح 1 لحساب حجم محلول HCL (0.5) نظامي اللازم ثم ضعه في اسطوانة مدرجة سعة 50 مل أو 100 مل و مددها بالماء إلى أن يصبح الحجم النهائي 30 مل.

رقم هذا المحلول بالرقم (1) واستخدمه فيمايلي:

ب -حضر بنفس الطريقة السابقة مستخدما محلول رقم (1) 30 مل من محلول 0.001 نظامي و رقم هذا المحلول برقم (2). احفظ المحلولين (1) و (2) لقياس الـ PH

2- حجم الانحلال:

خذ أسطوانة مدرجة سعة 50 مل وضع فيها 40 مل ماء مقطر ثم حل فيها 10 غ من السكروز (سكر القصب) استعمل قضيباً زجاجياً للتحريك ، سجل حجم المحلول في دفترك و احسب زيادة الحجم الناتجة عن إضافة السكر ، و هذه الزيادة تمثل حجم الانحلال لـ 10 غ من السكروز .

احسب زيادة الحجم لجزيئة غرامية من السكروز (الوزن الجزيئي 342 غ) على فرض أن حجم الانحلال يتناسب طرداً مع وزن المادة كما يلي :

10غ سكروز أعطت زيادة في الحجم س مل

342 غ سكروز أعطت زيادة في الحجم سَ مل

حجم الانحلال = 342 × س / 10 .

أعد التجربة بوضع 80 مل من الماء في أسطوانة مدرجة سعة 100 مل واضف إليها 10 غ من السكروز و احسب زيادة الحجم و حجم الانحلال لجزيئة غرامية واحدة كما سبق.

{ نهاية الجلسة }