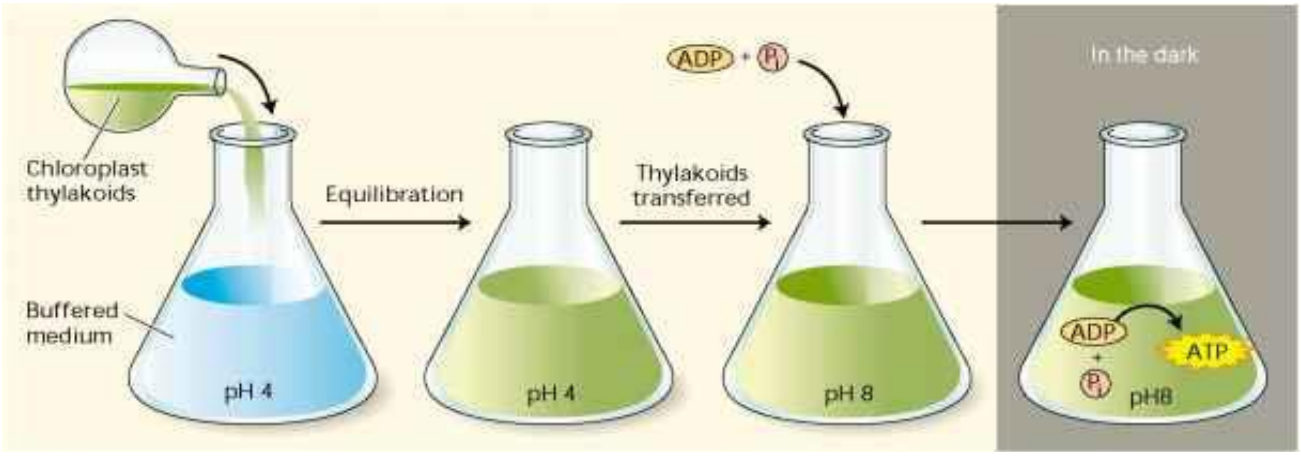
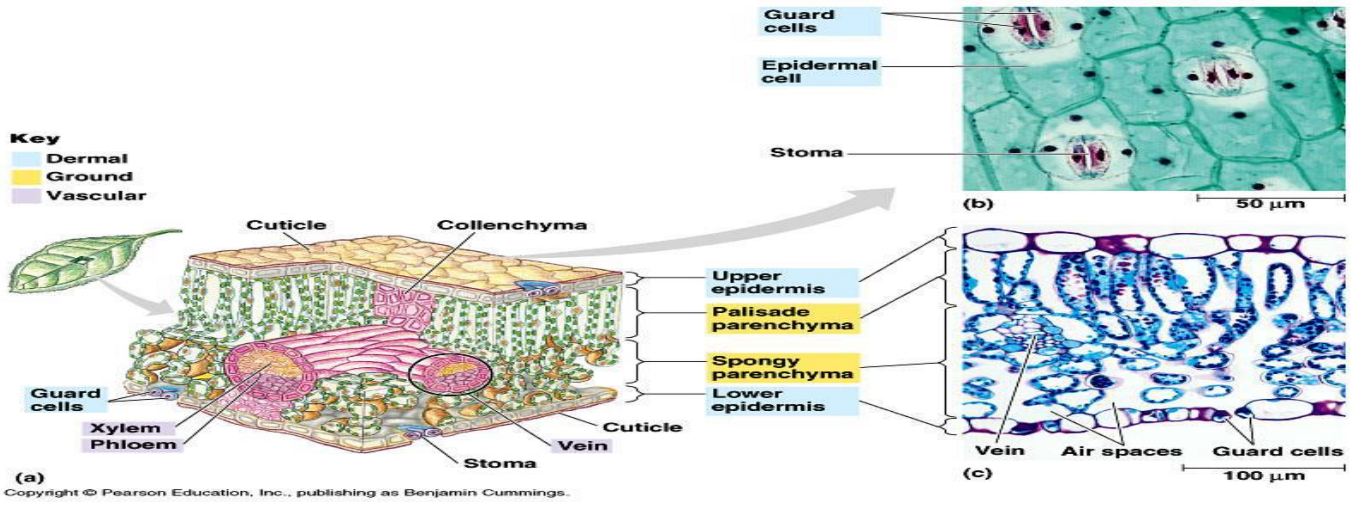
محاضرات فسلجة نبات

الجزء العملي

قسم البستنة وهندسة الحدائق / قسم وقاية النبات – المرحلة الثانية

كلية الزراعة – جامعة تكريت





Copyright © Pearson Education, Inc., publishing as Benjamin Cummings.

علم فسلجة نبات :plant physiology

هو العلم الذي يبحث كيف تحيا النباتات وكيف تؤدي وظائفها المختلفه .او هو العلم الذي يدرس وظائف الاعضاء في النبات وان هذا العلم يرتبط مع العلوم الاخرى كالعلوم البايلوجيه والكيمياء والفيزياء والرياضيات .

انواع المحاليل الفسلجية وطرق تحضيراتها وتراكيزها:.

يعرف المحلول :- على انه خيط متجانس يتكون من مادتين او اكثر مرتبطتين مع بعضها البعض فيزيائيا وكيمياوياً، مثل اذابة السكر او الملح في الماء.

* تسمى المادة الموجودة بكمية اكبر بالمذيب solvent ، اما المادة الموجودة بكمية قليلة تسمى بالمذاب solute.

* هناك حد لمقدار المذيب الذي يمكن لكمية معينة من المذاب ان تستوعبه في المخلوط المتجانس، فاذا اضيف زيادة من المادة فأنها تبقى في حالتها الصلبة دون ذوبان وحينها يفقد المحلول صفة التجانس.

المحاليل والانظمة الغروية Solutions and Colloidal Systems

الوسط المائي: هو الوسط الذي تجري فيه مختلف الفعاليات فسيولوجية او كيميائية. ان العمليات الفسيولوجية والكيميائية تعمل في محيط سائل مخفف لمحاليل حقيقية او معلقة او غروية ، لذا تخضع جميع الفعاليات في الجسم النباتي لقوانين الفيزياء والكيمياء التي تتحكم بالمحاليل.

طبيعة المحاليل The Nature of Solutions

وضع كمية قليلة من السكر (مادة ذائبة غير متأينة) او ملح الطعام (مادة ذائبة متأينة) في الماء نلاحظ توزع جزيئات السكر او الايونات الناتجة من الملح تدريجيا بصورة متساوية بين جزيئات الماء.

- **المادة المذابة Solute** هو السكر او الملح.
- **المادة المذيبة Solvent** هو الماء.
- **المحلول المخفف Dilute solution** :- ناتج الذوبان (حيث تكون المادة المذابة في المحلول اقل من المادة المذيبة).
- **المحلول المشبع Saturated solution:-** ناتج اضافة كمية اخرى من المادة المذابة في كمية محددة من الماء يصل حد لا يمكن اذابة المزيد من المادة المذابة عند درجة حرارة معينة .

- **فوق التشبع Super saturated :-** ناتج زيادة درجة حرارة المحلول المشبع حتى ذوبان البلورات المترسبة، او المحاليل التي تحتوي زيادة من المذاب اكثر من ما يكفي لتشبعها.

انواع المحاليل Types of solutions تقسم المحاليل نسبة الى **:-**

أ- نوع المذاب والمذيب الى :

1- **سائل** في سائل او في صلب او في غاز.

2- **غاز** في غاز او في صلب او في سائل.

3- **صلب** في صلب او في سائل او في غاز.

ب- بالنسبة لتركيزها وطرق تحضيرها:-

تركيز المحلول: هو كمية مادة في وحدة الحجم او الوزن . لتحضير المحاليل بتراكيز مختلفة يستعمل الوزن الجزيئي الغرامي Gram Molecular Weight وهو يحوي نفس العدد من الجزيئات المكونة لها ويطلق عليه عدد افوكادرو. تستعمل المختبرات قياسات مختلفة منها:

1- المحاليل الجزيئية الغرامية (المولارية) (M) Molar Solutions

يعرف المحلول المولاري بأنه مقدار اذابة وزن جزيئي غرامي واحد لمادة قابلة للذوبان بالماء ويكمل الحجم الى لتر واحد من الماء ويرمز له (M1) .

مثال: سكر القصب وزنه الجزيئي الغرامي 312.3 فعند اذابة 312.3 غرام في كمية ماء مقطر كافية ثم يكمل المحلول الى 1لتر فتركيز المحلول الناتج يكون M1 . قانون حساب لمولارية :(M)

$$wt=(v/1000)\times M\times M.Wt$$

wt = وزن المذاب بالغرام ، v = حجم المحلول باللتر، (اما اذا كان الحجم ب ml يقسم على 1000) M= المولارية ، M.Wt = الوزن الجزيئي للمذاب

مثال: حضر محلول M1 من NaOH بحجم ml250 علما ان الاوزان الذرية هي (H=1 , O=16, Na=23)

الجواب: الوزن الجزيئي = مجموع الاوزان الذرية = 16 + 1 + 23 = 40

$$wt=(v/1000)\times M\times M.Wt \longleftarrow wt=(250/1000)\times 1\times 40=10$$

نأخذ g10 من ال NaOH ويكمل الحجم الى النهائي بالماء المقطر لحد ml250

ملاحظة : قسم على 1000 لان الحجم بالملي لترml

2-المحاليل المولالية:- Molal solutions(m)

يعرف المحلول المولالي بأنه مقدار مول واحد من المادة المذابة في 1000غم من الماده المذيبه (اي وزن غرامي واحد يضاف الى لتر ماء)

*بدون مراعاة العلامه في القنينه الحجميه

3-المحاليل العياريه (المحلول النورمالي)Normal solutions(N):

هو ذلك المحلول الذي يحتوي على غرام واحد من الوزن المكافيء للمادة المذابة في لتر واحد من المحلول وتحسب:

$Wt = (v/1000)\times N\times EW$

wt = وزن المذاب بالغرام ، v= حجم المحلول باللتر ، N= العيارية للمحلول ، EW = الوزن المكافئ للمادة بالغرام.

4- المحاليل النسبة المئوية Percentage solutions:

هي مقدار وجود ماده بنسبه مئوية لمادة اخرى مقارنه بها هي اما :-

1- نسبة وزن الى الوزن W\W :- وزن المذاب / وزن المحلول × 100 (وزن / وزن).

2- نسبة حجم الى حجم V\V :- حجم المذاب / حجم المحلول بالمل ×100 (حجم / حجم).

3- نسبة وزن الى حجم W\V :- وزن المذاب / حجم المحلول بالمل × 100 (وزن / حجم).

- علما ان يكون مجموع الوحدات النهائي 100 وحدة او ماينا‌سبها
- ملاحظه: وزن لتر واحد من الماء= 1 كغم اما بالنسبة لحجم 1 لتر ماء= 1000 مل .

5-محاليل الجزء بالمليون part per millions(ppm):

وتسمى ايضا ملغم/لتر او ملغم. لتر$^{-1}$ هو اذابة 1 مغم (1mg) من المادة في الماء المقطر ويكمل الحجم الى (1 لتر) يعطي تركيز 1ppm .

اما في حالة اذا اذيب 1 غم (g1) او (1000 ملغم) من المادة في الماء المقطر ويكمل الحجم الى (1 لتر) يعطي تركيز 1000 ppm .

الحجم المحلول (v) ويشمل (µl, ml, L) ، الوزن بالغرام (mg, g, Kg) , المولارية (M)

1 ملغرام = 1 ملغم = 1 mg

1 غرام = 1000 ملغم = 1000 mg = g

1 كيلوغرام = 1 كلغم = 1000 g = Kg

غم / لتر = غم . لتر$^{-1}$ = $g.L^{-1}$ = g/L

ملغم / لتر = ملغم . لتر$^{-1}$ = $mg.L^{-1}$ = ppm=mg/L = جزء بالمليون

1 مللتر= 1 ملل = 1ml

1لتر = 1 L= 1000 مللتر = 1000 ملل = 1000ml = 1Kg.

1000 µl (Microliters) = 1Ml (Milliliters)

ملاحظات عامه

1- من محاسن محلول المولر (M) انه سهل التحضير ومن مساوئه غير دقيق علميا

2- من محاسن محلول المولال (m) انه دقيق علميا ومن مساوئه صعوبة التحضير ان هذا النوع من المحاليل يستعمل بصورة اساسيه لدراسة الظواهر الازموزيه (osmosis)

3- المحاليل العياريه :- تستخدم للحوامض والقواعد بشكل خاص وذلك باخذ حجم معين من الحامض او القاعده واجراء عمليه تسحيح (Titration) مع قاعده او حامض معروف الحجم والتركيز وصولاً الى نقطة التعادل End point(نقطه النهائيه)

- لعمل المحاليل بالتراكيز المطلوبه :

1- يتم الوزن في زجاجه ساعه او ورق ترشيح معلوم الوزن .

2- ضع الماده الموزونه بواسطة قمع في قنينه حجميه معلومة الحجم

3- زن عدد الغرامات من الماده بما يساوي كميه المحسوبه وفقاً للقانون

4- تاكد من خلو الورقه او الزجاجه الساعه من الماده الموزونه وذلك بعد غسلها بكميه قليله من الماء الماء المقطر مع الرج البسيط .

5- اكمل الحجم بالماء المقطر حتى العلامه المطلوبه (باستعمال الماصة الزجاجية لضبط مستوى الماء عند العلامة).

تخفيف المحاليل Dilution of solutions:

- **قانون التخفيف بالماء هو**

$M1 \times V1 = M2 \times V2$

M = المولارية

V = الحجم

حجم المحلول × تركيزه (قبل التخفيف) = حجم المحلول × تركيزه (بعد التخفيف)

- **التخفيف بمحلول من نفس النوع يطبق القانون التالي:**

حجم المحلول الاول × تركيزه ÷ حجم المحلول الثاني × تركيزه = حجم المحلول النهائي × تركيزه.

- **التخفيف بمحلول مختلف**

لإيجاد التركيز للمحلول الاول في المحلول الكلي يطبق القانون التالي:

حجم المحلول × تركيزه (قبل) = حجم المحلول × تركيزه (بعد).

لإيجاد التركيز للمحلول الثاني في المحلول الكلي يطبق القانون التالي:

حجم المحلول × تركيزه (قبل) = حجم المحلول × تركيزه (بعد).

مثال : حضر محلول 0.25 N من الـ NaOH بحجم 200ml من المحلول الاصلي ال Stock تركيزه 2N.

الجواب: نطبق قانون التخفيف

$N1 \times V1 = N2 \times V2$

$2 \times V1 = 0.25 \times 200 \backslash 1000$

$2 \times V1 = 0.25 \times 0.2$

$V1 = 0.25 \times 0.2 \backslash 2 = 0.025L = 25mL$

نأخذ 25 ml من المحلول الاصلي ويكمل الحجم الى 200 ml باستخدام الماء المقطر (اي ان الكميه من الماء الواجب اضافتها 175 mL)

- ملاحظة: اذا كان حجم المحلول ب ml يقسم على 1000 اما اذا كان ب L فلا يقسم
- مثال: احسب كمية الماء الواجب اضافتها الى 25mL من محلول NaoH بتركيز 0.9M لتصبح بتركيز 0.04M

$M1*V1=M2*V2$

$0.9*25 \backslash 1000=0.04*V2$

$V2=0.0225 \backslash 0.04=0.5625L=562.5ML$

$562.5-25=537.5mL$

كمية الماء الواجب اضافتها الى 25mL