(انواع البفرات وقياس قيمة الـ PH وأهميتها الفسلجية)

المحاليل المنظمة:- Buffer Solutions

وقد تسمى بالمحاليل الكابحة او الدارئة او الملطفة،ان معظم التفاعلات الفسيولوجيه الجارية في الانسجة النباتية تحدث في اوساط تتصف بأنها تشبه محلول البفر ولهذا يجب دراسة ومعرفة خواص المحاليل البفريه .

تعريف المحلول المنظم (البفري) Buffer Solution:

هي المحاليل التي تقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كميات قليلة من الأحماض أو القواعد القوية أو عند تخفيفها، وهي عبارة عن محلول لحامض ضعيف وأحد أملاحه أو قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها. ومن امثلتها:

1- **Tris Buffer .**

2- **محلول الكاربونات الملطف Carbonate Buffer.**

يتكون من بيكاربونات الصوديوم $NaHco_3$ مع حامض الكاربونيك H_2co_3

3- **محلول السترات الملطف Citrate Buffer.**

يتكون من فوسفات ثنائي الصوديوم الحامضية وحامض الستريك Citric acid.

4- **محلول الفوسفات الملطف Phosphate Buffer.**

يتكون من ملحين حامضين ذي جذور حامضية متعددة ويتكون من فوسفات الصوديوم الحامضية NaH_2po_4 وفوسفات ثنائي الصوديوم الحامضية Na_2Hpo_4.

5- **محلول الخلات الملطف Acetate Buffer.**

المتكون من حامض الخليك (حامض ضعيف)مع خلات الصوديوم (ملح الحامض الضعيف) فعند اضافة حامض قوي مثل Hcl الى هذا المحلول يزداد تركيز ايون الهيدروجين بكمية كبيرة وهذا يتفاعل مع جذر الخلات للملح مكونة بذلك حامض الخليك الضعيف التأين، بهذه الصورة تقاوم خلات الصوديوم التغير في قيمة الرقم الهيدروجيني عند اضافة الحامض القوي هذا، اما المكون الثاني لمحلول الخلات الملطف (حامض الخليك) فيقاوم هو الاخر التغير الحاصل في قيمة الرقم الهيدروجيني (PH) الناتجة من اضافة قاعدة قوية للمحلول حيث تقوم أيونات الهيدروجين لحامض الخليك بربط أيونات الهيدروكسيل القاعدية مكونة جزيئات الماء غير المتحللة .اما عند اضافة كمية كبيرة من الحامض او القاعدة بشكل مباشر الى المحلول الواقي

فيحدث تغير مفاجئ في قيمة الاس الهيروجينيPH للمحلول الملطف ويتوقف تأثيره الملطف عادة

$CH_3cooNa+Hcl \longrightarrow CH_3cooH+NaCl$

$CH_3cooH+NaoH \longrightarrow CH_3cooNa+H_2o$

6- Tris –Hydroxy Mehtyl amino –methane.

* ملاحظة: ماء البحر يقاوم التغير في قيمة الرقم الهيدروجيني وذلك لوجود أملاح ذائبة فيه، بينما الماء المقطر لا يصلح ان يكون محلولا منظما وذلك لأنه لا يقاوم التغير في قيمة الرقم الهيدروجيني عند إضافة الحامض تتغير قيمة pH من 7 : 4 وعند إضافة القاعدة تتغير قيمة pH من 11:7.

تتكون المحاليل المنظمة (البفرات) من :

اولا: قاعدة ضعيفة (قاعدة مقترنة) + ملح القاعدة الضعيفة (الحامض المرافق للقاعدة "الحامض المقترن")

حيث يحضر المحلول المنظم من مزيج من محلولي قاعدة ضعيف + ملح القاعدة الضعيفة ذات الشق الحمضي القوي، الـ pH >7 ويفضل استخدام هذه المحاليل المنظمة في الاوساط القاعدية مثلا:

1- مزيج من محلول الأمونيا (هيدروكسيد الأمونيوم) + كلوريد الأمونيوم .

2- مزيج من محلول الأمونيا (هيدروكسيد الأمونيوم) + كبريتات الأمونيوم .

3- مزيج من محلول الأمونيا (هيدروكسيد الأمونيوم) + نترات الأمونيوم .

محاليل منظمة قاعدية		
	القاعدة الضعيفة	ملح القاعدة الضعيفة
امونيا وكلوريد الامونيوم	NH_3	NH_4Cl

ثانيا: حامض ضعيف (حامض مقترن) + ملح الحامض الضعيف (القاعدة المرافقة للحامض "القاعدة المقترنة").

حيث يحضر المحلول المنظم من مزيج من محلولي حامض ضعيف + ملح الحامض الضعيف ذات الشق القاعدي القوي ، الـ pH < 7 ويفضل استخدام هذه المحاليل المنظمة في الاوساط الحامضية مثلا

1- مزيج من حامض الإيثانويك + إيثانوات الصوديوم أو البوتاسيوم.

2- مزيج من حامض الميثانويك + ميثانوات الصوديوم أو البوتاسيوم .

3- مزيج من حامض الأكساليك+ أكسالات الصوديوم أو البوتاسيوم .

4- مزيج من حامض البنزويك + بنزوات الصوديوم أو البوتاسيوم .

* **ملاحظة** : المحلول الذي يحتوي على اي من هذين المادتين المترافقتين في اولا و ثانيا محلول منظم.

محاليل منظمة حامضية		
	الحامض الضعيف	**ملح الحامض الضعيف**
حامض النيتروز	HNO_2	KNO_2
حامض السيانيد	HCN	NaCN
حامض الكربونيك	$H2CO_3$	HCO_3^-
حامض الأسيتيك	CH_3cooH	CH_3coo^-

الاهمية الكيميائية المنظمة (البفرات) :

يتطلب الكثير من العمليات الكيمائية والحيوية أن لا تتغير قيمة pH لوسط التفاعل كثيراً بل تبقى قريبة من قيمة معينة. ومثال ذلك أن الدم في جسم الإنسان لا يمكن أن يقوم بوظيفة نقل الأكسجين إلى الخلايا إلاّ أن تكون قيمة pH=7.4 وللمحاليل المنظمة أهمية كبيرة في التجارب الكيميائية فمثلا:

1- معالجة التربة لنمو المحاصيل المختلفة

2- ومعايرة جهاز قياس الأس الهيدروجينى الـ pH .

3- هذه المحاليل تستخدم في التجارب الكيميائية الحيوية حيث ان بعض التفاعلات تتطلب ان يكون الـ pH قيمة يتم التحكم بها بدقة.

الاهمية الفسلجية للمحاليل المنظمة (البفرات) :

1- تلعب المحاليل البفريه دورا هاما في جسم النبات حيث تحافظ على قيمة ال pH اللازمة للنشاطات الحيوية للخلايا الحية في حدود ثابتة ومعينه.

2- ويوجد في جسم النبات عدد كبير من المحاليل البفريه كالمحاليل الحاوية على الكاربونات او الفوسفات اضافة الى البروتينات ذات التفاعل الامفوتيري والتي بفضلها لا تتغير قيم pH في هذه الخلايا الا في حدود ضيقه لا تؤثر على مجرى النشاط الحيوي للنبات.

3- أن الأنزيمات تحتاج لوسط تكون فيه قيمة pH ثابتة تقريبا لتعمل بنشاط. فان تغيرات الpH للمحلول فان هذه الانزيمات ستفقد او سيتغير شكلها وربما تفقد وظيفتها الحيوية.

4- تحتوي السوائل الموجودة داخل وخارج الخلية في الكائنات الحية على ازواج الاحماض والقواعد المترادفة لها والتي تسلك سلوك المحاليل المنظمة.

5- معظم التفاعلات الفسيولوجية الجارية في الانسجة النباتية تحدث في اوساط تتصف بأنها تشبه محلول البفر.

مقياس درجة الحموضة الأس الهيدروجيني الـ pH

يعرف رمز الـ pH باسم الأس الهيدروجيني، أو بدرجة الحموضة، أو بالقوة الهيدروجينية،وهو القياس الذي يحدد ما إذ كان السائل قاعديا أو حمضيا أو متعادلاً، حيث تعتبر السوائل ذات درجة حموضة عالية في حال كانت أعلى من 7، بينما تعتبر ذات درجة حموضة منخفضة في حال كانت أقل من 7، ولا بدّ من الإشارة إلى إمكانية معرفة درجة حموضة أي محلول من خلال استخدام مؤشر الرقم الهيدروجيني. فالرقم الهيدروجيني هو القيمة الرياضيّة التي يتمّ احتسابها من خلال معادلة لوغاريتميّة وهي المقياس والمؤشّر على حمضية المادّة أو قاعديّتها. ويعرف سورنسون الرقم الهيدروجيني بانه اللوغارتم السالب لتركيز ايون الهيدروجين المولاري اي ان:

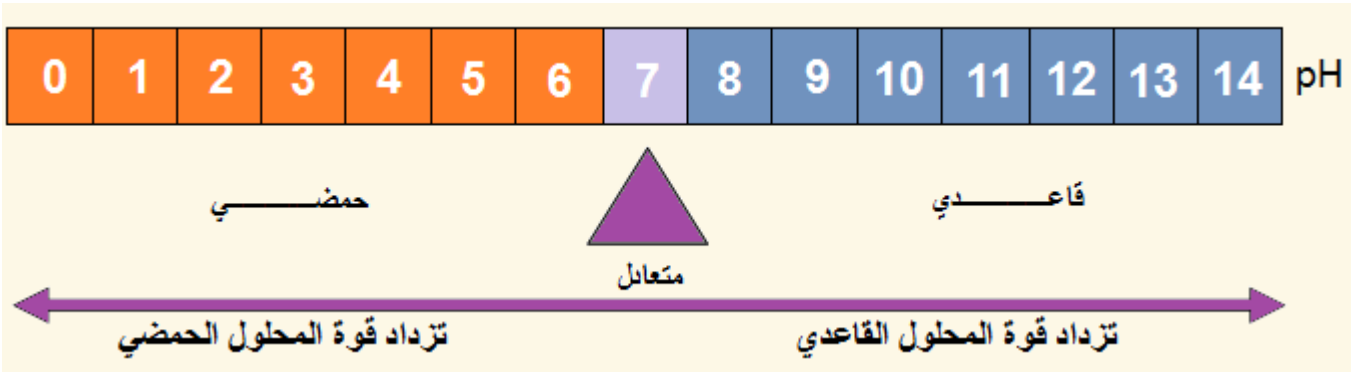
$$pH = -\log [H]$$

*** وهناك ثلاث حالات بالنسبة لقيمة الرقم الهايدروجيني الـ pH وتشمل:**

1- الماء المقطر فتبلغ قيمة pH لها(7)، أي أنه يُعتبر متعادلا وفق هذا المقياس لأن تركيز أيونات OH^- مساوٍ لتركيز أيونات H^+.

2- المحاليل القاعدية تمتلك قيمة pH أكبر من (7)، وكلما زادت قيمة pH للقاعدة زادت قوتها.

3- فالمحاليل الحمضية تمتلك قيمة pH أقل من (7)، وكلما قلت قيمة pH للحامض زادت قوتها.



(درجة الحموضة مقياس مدّرج من 0 إلى 14 و يُعبّر عن تركيز أيونات H^+ وأيونات OH^- في المحلول)

تعتمد قيمة pH للمحلول على تركيز كل من أيون الهيدروجين الموجب H^+ وأيون الهيدروكسيد السالب OH^-		
المحلول الحامضي	**المحلول المتعادل**	**المحلول القاعدي**
يكون تركيز الـ $H^+ > OH^-$ وقيمة الـ pH اقل من 7.	يكون تركيز الـ $H^+ = OH^-$ وقيمة الـ pH يساوي 7.	يكون تركيز الـ $H^+ < OH^-$ وقيمة الـ pH اكبر من 7.

قياس درجة الحموضة

تقاس درجة الحموضة الـ pH لجميع المحاليل بواسطة:

1- الكاشف العام : كاشف يتغير لونه تدريجياً بتغير قيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول

2- الـ pH meter :وهو جهاز قياس الرقم الهيدروجيني وهو أكثر دقة من الكاشف العام.

الكاشف العام pH meter

معايرة الاحماض والقواعد (ضبط تركيز الـ pH لمادة كيمياوية) باستخدام الـ pH meter :

1- . في حالة وجود محلول يحتوي حموضة pH معينة واردنا ان نزيد تركيز الـ pH نقوم بإضافة قاعدة ضعيفة مثلا اضافة قطرات من قاعدة ضعيفة مثل 0.1 N من NaOH ثم يقاس المحلول بواسطة الـ pH meter لحين الحصول على قيمة ال pH المطلوبة.

2- اما اذا اردنا تقليل الـ pH لهذا المحلول فأننا نضيف قطرات من حامض ضعيف مثل 0.1 N من HCl ثم يقاس المحلول بواسطة الـ pH meter لحين الحصول على قيمة ال pH المطلوبة.

معايرة الاحماض والقواعد (ضبط تركيز الـ pH لمادة كيمياوية) باستخدام الزجاج او قطب الأنتيمون:-

معايرة الاحماض والقواعد ، باستخدام قطب الزجاج او قطب الأنتيمون وتسمى ايضا معايرات الـ pH ففي هذا النوع يتم تتبع التغير في تركيز ايونات الهيدروجين. والتغير في درجة الحموضة pH يمكن تتبعه باستخدام قطب الهيدروجين الزجاجي مدمج معه القطب المرجع مثل قطب الكالوميل حيث يمكن معايرة الاحماض القوية والضعيفة بمحلول قاعدي قياسي في المحاليل المائية ، وكذلك يمكن معايرة القواعد بمحاليل احماض قياسية حيث يمكن قياس الـpH بعد كل اضافة من السحاحة ثم يتم رسم الـ pH كمحور صادي مع الحجم المضاق من السحاحة كمحور سيني ويرسم المنحني ومن النقطة التي يغير فيها المنحني اتجاهه وتقع في منتصف الجزء الحاد نستطيع تعين نقطة النهاية ومن ثم تعيين تركيز المحلول المراد تحليله.