

*المحلول المشبع saturated solution ناتج اضافة كمية اخرى من المادة المذابة في كمية محددة من الماء يصل حد لايمكن اذابة المزيد من المادة المذابة.

*super saturated / محلول فوق التشبع وناتج من زيادة درجة حرارة المحلول المشبع حتى ذوبان البلورات المترسبة .

*ملاحظة / توجد تسع انواع من المحاليل يمكن الحصول عليها باستعمال حالات المادة الثلاث (السائلة -الصلبة -الغازية) هذه الحالات التسعة اما تكون

* سائل في سائل او صلب او غاز

*غاز في غاز او في صلب او في سائل

*صلب في صلب او في سائل او في غاز

*أنواع المحاليل بالنسبة لتركيزها وطرق تحضيرها

تركيز المحلول / هو كمية مادة في وحدة الحجم او الوزن لتحضير المحاليل بتركيز مختلفة يستعمل الوزن الجزيئي الغرامي وهو يحوي نفس العدد من الجزيئات المكونة لها ويطلق عليه عدد أفو كادرو .تستعمل المختبرات قياسات مختلفة منها :

١-المحاليل الغرامية (المولارية)Molar solution

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

مثال / حضر محلول M1 من NaoH بحجم 250 مل علما ان الاوزان الذرية هي (O=16

Na=23

H=1

الجواب / الوزن الجزيئي =مجموع الاوزان الذرية =23+1+16=

40=

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

$Wt=250/1000 \times 1 \times 40=10$

ناخذ 10 غرام من الNaoH ويكمل الحجم الى النهائي بالماء المقطر لحد 250 مل

*ملاحظة : نقسم على 1000 لان الحجم بالملي لتر .

مثال / حضر محلول 0.5 من NaoH بحجم 5 لتر علما ان الوزن الحزيني =40 ؟

الجواب : $wt= 5 \times 0.5 \times 40= 100 \text{ g}$

ناخذ 100 غرام من ال NaoH ويكمل الحجم الى النهائي بالماء المقطر لحد 5 لتر

*ملاحظة : لم نقسم على 1000 لان الحجم باللتر.

٢- محاليل المولال (المولالية) Molal Solution

لغرض الحفاظ على عدد ثابت من جزيئات المذيب تستعمل محاليل المولال فيحتوي المحلول المولال على غرام واحد مذاب في لتر واحد من الماء النقطر.

٣- المحاليل العيارية Normal Solution

هو ذلك المحلول الذي يحتوي علي غرام واحد من الوزن المكافئ للمادة المذابة في لتر واحد من المحلول .

٤- محاليل الجزء بالمليون part per Millions

وتسمى ايضا ملغم /لتر او ملغم /لتر - ١ هو اذابة (1 ملغم) من المادة في الماء المقطر ويكمل الحجم الي 1لتر يعطي تركيز 1ppm.

٥- محاليل النسبة المئوية percent Solution

° نسبة حجم الى وزن (W/V)

مثال : محلول تركيزه 1% هو اذابة 1غرام من المذاب في المذيب يكمل الي 100 مل .

° نسبة وزن الى وزن (w/w)

مثال : محلول تركيزه 1% هو اذابه 1غرام من المذاب في 99غرام من المذيب يكون الوزن النهائي 100 غرام.

° نسبة حجم الى حجم (v/v)

مثال : محلول تركيزه 1% وهو اذابة 1 مل من المذاب في المذيب 99مل حيث يكون الحجم النهائي 100 مل .

تخفيف المحاليل Dilution of solutions

قانون التخفيف بالماء هو

$$M1 \times V1 = M2 \times V2$$

=M المولارية

=V الحجم

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

*التخفيف بمحلول من نفس النوع نطبق القانون التالي

حجم المحلول الاول \times تركيزه \div حجم المحلول الثاني \times تركيزه = حجم المحلول النهائي \times تركيزه.

* التخفيف بمحلول مختلف

لايجاد التركيز للمحلول الاول في المحلول الكلي نطبق القانون التالي

حجم المحلول \times تركيزه (قبل) = حجم المحلول \times تركيزه (بعد)

لايجاد التركيز للمحلول الثاني في المحلول الكلي نطبق القانون التالي

حجم المحلول \times تركيزه (قبل) = حجم المحلول \times تركيزه (بعد)

مثال : حضر محلول 0.25N من الNaOH بحجم 200 مل من المحلول الاصلي الStock تركيزه 2N

الجواب : نطبق قانون التخفيف

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

$$\times V1 = 0.25 \times 200 / 1000$$

$$V1 = 0.25 \times 0.2 / 2 = 0.025 \text{ لتر} = 25 \text{ مل}$$

ناخذ 25 مل من المحلول الاصلي ويكمل الحجم الى 200 مل باستخدام الماء المقطر .

*ملاحظة : اذا كان حجم المحلول بالمل نقسم على 1000 اما اذا كان باللتر فلا يقسم

الأحماض والقواعد والاملاح

الحامض :- هو اي جزئ أو ايون يمنح بروتون (H) الى جزئ أو ايون اخر. ولو اذيب حامض في الماء فإنه يتفاعل هو والماء ويتأين والتأين Ionizatiin

ربما يعرف بوصفه بأنه تفاعل ما بين المذاب والمذيب يحصل عنه انتاج أيونات. والأيونات هي ذرات أو مجموعة من الذرات المشحونة بشحنات كهربائية فالأيونات التي تحمل شحنات موجبة تعرف بالكاتيونات والأيونات التي تحمل شحنات سالبة تعرف بالانيونات في المحلول المائي تتجه الكيتونات وتهاجر إلى القطب الموجب ويسمى ايون الهيدروجين بالبروتون .proton

القاعدة base هي اي جزئ أو ايون يكتسب البروتون ولو اذيبت قاعده في الماء فأنها تتأين.

قوة الأحماض والقواعد

نقيس قوة الحامض بمدى السهولة التي يعطي أو يستنتج بها البروتون فالأحماض القوية تنتج البروتونات بسرعة بينما الأحماض الضعيفة تنتج البروتونات ببطء والقواعد القوية هي مركبات تكتسب البروتونات بسرعة بينما القواعد الضعيفة لها ميل ضعيف جدا البروتونات. وغالبا يحصل تأين كامل عند اذابة الأحماض القوية أو القواعد القوية في الماء وفي مقابل ذلك يحصل تأين ضعيف عند اذابة الأحماض الضعيفة أو القواعد الضعيفة في الماء.

تبادل الحوامض والقواعد

لو خلطت كميات متكافئة من محاليل مائية لحمض الهيدروكلوريك HCl وهيدروكسيد الصوديوم فإن الخواص الحامضية والقاعدية تفقد ويقال ان التبادل **Neutralization** قد حدث ويحدث فقد الخواص الحامضية أو القاعدية بسبب أيونات الهيدروجين الحرة والتي تعطي المحلول خواصه الحامضية حيث تتفاعل هي وأيونات الهيدروكسيل الحرة والتي تعطي للمحلول خواصه القاعدية ليتكون الماء وان الصوديوم الحر والكلوريد الحر لا يدخلان في التفاعل.

وقد تبخر الماء من هذا المحلول الناتج فان بلورات كلوريد الصوديوم تبقى (تترسب) وبمعنى اخر يتكون الملح عند خلط محلول الحامض ومحلول NaOH الى محلول حامض الخليك فإنه يتكون ملح خلات الصوديوم.

المحاليل المنظمة (الدارنة)

المحلول الذي يحتوي على حامض ضعيف وملحه (مثلا حامض الخليك وخلات الصوديوم) أو قاعدة ضعيفة وملحها له القابلية على ان يقاوم التغيرات في تركيز ايون الهيدروجين وذلك عند إضافة كمية صغيرة من حامض قوي أو قاعدة قوية اليه هذه المحاليل تعرف بالمحاليل المنظمة أو الدارنة وفي الأنظمة الحياتية تعمل الأنواع المختلفة الكثيرة من الأحماض الأمينية والبروتينات بوصفها منظمات رئيسية ولتوضيح عمل المنظم دعنا نستخدم المحلول المنظم الذي يتكون من حامض الخليك وملحه (خلات الصوديوم) فحامض الخليك حامض ضعيف وبالتالي فإن تأينه ضعيف في المحلول ولو اضفنا كمية قليلة من NaOH الى المحلول تتحرر أيونات الهيدروكسيل OH^- في المحلول وتتبادل مع أيونات الهيدروجين الحر في المحلول المنظم.

والمحاليل المنظمة (البروتينات الذاتية) تعد شائعة وساندة في الخلايا النباتية الحية وتلعب دورا حيويا في بقائها والانتزيمات تلك المحفزات العضوية للحياة تعمل بصفة عامة في مدى ضيق من ال pH واي انحراف في ال pH سوف يتلف أو يثبط بالكامل وظيفتها لأن الأنظمة الحية لايمكنها مقاومة اي زيادة كبيرة او نقص في تركيز أيونات الهيدروجين وفي هذا الشأن فان العمل الرئيسي لل pH في الأنظمة الحية يمكن في تأثيره في النشاط الانزيمي ومعدلات تفاعلها.

*الاهمية الكيميائية للمحاليل المنظمة او البفرات

يتطلب الكثير من العمليات الكيميائية والحيوية ان لا تتغير قيمة ال Ph لوسط التفاعل كثيرا بل تبقى قريبة من قيمة معينة وللمحاليل المنظمة اهمية كبيرة في التجارب الكيميائية وهي :

١- معالجة التربة لنمو المحاصيل المختلفة.

٢- معايرة جهاز قياس الاس الهيدروجيني ال pH

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

*الاهمية الفسلجية للمحاليل المنظمة :

- ١- تلعب المحاليل البفرية دورا هاما في جسم النبات حيث تحافظ على قيمة الـ **ph** اللازمة للنشاطات الحيوية للخلايا الحية في حدود ثابتة ومعينة.
- ٢- يوجد في جسم النبات عدد كبير من المحاليل المنظمة كالمحاليل الحاوية على الكربونات او الفوسفات اضافة الى البروتينات ذات التفاعل الامفوتيري والتي بفضلها لا تتغير قيم **PH** في هذه الخلايا الا في حدود ضيقة لاتؤثر على مجرى النشاط الحيوي للنبات .
- ٣- ان الانزيمات تحتاج لوسط تكون فيه قيمة **ph** ثابتة تقريبا لتعمل بنشاط فان تغيرات الـ **ph** لمحلول هذه الانزيمات ستفقد او سيتغير شكلها وربما تفقد وظيفتها الحيوية.
- ٤- تحتوي السوائل الموجودة داخل وخارج الخلية في الكائنات الحية على ازواج الاحماض والقواعد المترادفة لها والتي تسلك سلوك المحاليل المنظمة.
- ٥- معظم التفاعلات الفسيولوجية الجارية في الانسجة النباتية تحدث في اوساط تتصف بأنها تشبه المحلول المنظم.

مقياس درجة الحموضة الاس الهيدروجيني الـ **pH**

يعرف رمز الـ **PH** باسم الاس الهيدروجيني ، او بدرجة الحموضة او بالقوة الهيدروجينية وهو القياس الذي يحدد ما اذا كان السائل قاعديا او حامضيا او متعادلا حيث تعتبر السوائل ذات درجة حموضة عالية في حال كانت اعلى من 7، بينما تعتبر ذات درجة حموضة منخفضة في حال كانت اقل من 7، ولا بد من الاشارة الى امكانية معرفة درجة حموضة اي محلول من خلال استخدام مؤشر الرقم الهيدروجيني .

وهناك ثلاث حالات بالنسبة لقيمة الرقم الهيدروجيني وتشمل :

- ١- الماء المقطر فتبلغ قيمة **PH** له (7) اي انه يعتبر متعادلا وفق هذا المقياس لان تركيز ايونات **OH** السالبة مساويه لتركيز ايونات **H** الموجبة.
- ٢- المحاليل القاعدية تمتلك قيمة **PH** اكبر من (7) وكلما زادت قيمة **PH** للقاعدة زادت قوتها.
- ٣- المحاليل الحامضية تمتلك قيمة **PH** اقل من (7) وكلما قلت قيمة **PH** للحامض زادت قوتها.



درجة الحموضة مقياس متراوح من 0 إلى 14 ويُحتمل عن تركيز أيونات H^+ وأيونات OH^- في المحلول

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.



pH meter



الكاشف العام