

# الباب السادس

## المحائل المنظمة وتطبيقاتها

## الباب السادس

### الحايل المنظمة وتطبيقاتها

إن المحلول المنظم يتكون من مزيج لحامض ضعيف وأحد أملاحه، أو م. زيغ من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها بحيث يقاوم التغيير في الأس الهيدروجيني (pH) نتيجة لإضافة كمية معينة من حامض قوي أو قاعدة قوية. ولكي نتعرف على المحلول المنظم، وكيفية يؤدي دوره نعرض بعض الأمثلة الآتية :

مثال :

لدينا لتر من ماء مقطر ( $pH = 7$ ) ، ثم أضيف إليه 1 م.ل م.ن ح.امض الهيدروكلوريك درجة تركيزه 0.1 عياري ، أو 1 م.ل هيدروكسيد الصوديوم عيارته 0.1 N ماذا يحدث ؟

الحل :

في الحالة الأولى - وهي إضافة 1 مليلتر من حامض الهيدروكلوريك 0.1 N- يتغير الـ pH من 7 إلى 5 ، بينما في الحالة الثانية - وهي إضافة 1 مليلتر م.ن هيدروكسيد الصوديوم 0.01 N- يتحول الـ pH من 7 إلى 9 أي أن التغيير في الـ pH واضح وملحوس .

مثال :

لدينا لتر من ماء مقطر . . . . . ول ح.امض الهيدروكلوريك الـ 0.0001 عيارته ، وأضف إليه 1 م.ل م.ن ح.امض الهيدروكلوريك 1 عياري أو 1 م.ل هيدروكسيد الصوديوم 1 عياري ، ماذا سيحدث ؟

الحل :

في الحالة الأولى - وهي إضافة 1 مليلتر من حامض HCl عياري- يتحول

الـ . . . pH مـ 4 قبل الإضـافة إلـى 3 بعد الإضـافة ، بينما فـي الحالة الثانية- وهي إضافة 1 مل من 1-N NaOH يتحول الـ pH من 4 قبل الإضـافة إلـى 11 بعد الإضـافة، أي أن التغيـر فـي الـ pH واضحـح وملحوظ .

مثـال :

لدينا لتر من مخلوط لمحلولي حامض ضعيف وملحه، مثل: مـظـوط دـامض الخليك، وخرلات الصوديوم، أو مخلوط لمحلولي قاعـدة ضعيفـة وملحـها مثـال: هيدروكسيد الأمونيوم وكلوريد الأمونيوم، ثم أضيف للمخلوط الأول أو الثاني كمية من حامض HCl ، أو NaOH وبنفس التراكيز التي استخدمت في المثالين (1) أو (2) ماذا يحدث ؟

الـل :

نلاحظ أن التغير في الـ pH لمخلوط الحامض الضعيف وملحه، أو لمـظـوط القاعدة الضعيفة وملحها نتيجة إضافة حامض أو قاعدة يكون طفيفاً وغير ملحوظ. ونستنتج من الأمثلة السابقة أن المحاليل المائية للأحماض أو القواعد تكون حساسة جداً للتغير في درجة الحموضة، أي الأس الهيدروجيني pH نتيجة وجود أي مصدر لحامض أو وقاعدة ، بينما مخاليط الأحماض الضعيفة وأملاحها، أو القواعد الضعيفة، وأملاحها تقاوم هذا التغير في درجة الـ pH، وهذه المـظـوط أطلق عليها اسم المحاليل المنظمة .

ويؤكد تعريف المحاليل المنظمة في أثناء عمليات المعايرة لـامض ضعيف حامض الخليك - بقاعدة قوية، مثل: هيدروكسيد الصوديوم، أو معايرة قاعـدة ضعيفـة مثـال: هيدروكـسيد الأمونيـوم بـدـامض قـوي، مثـال: دـامض الهيدروكلوريك . نلاحظ أن التغيـر فـي الـ pH فـي بدايـة المعايرة يكون سريعاً، وعندما تتكون كمية محسوسة من ملح خلات الصوديوم في الحالة الأولى .

ومن كلوريد الأمونيوم في الحالة الثانية نجد أن التغير في الـ pH أصـدـح

بطبياً، وهذا يمكن تعليقه بأن محلول الملح الذي تجرى معايرته أصبح فيه حامض ضعيف وملحه في الحالة الأولى، أو قاعدة ضعيفة وملحها في الحالة الثانية .

وكلاهما يعمل محللاً منظماً. أولاً منظماً. أي في درجة الحموضة (الـ pH) . يتضح مما سبق أن لكل محلل منظم قدرة معيّنة لتحمل كميات الحامض القوي أو القاعد القوية دون أن يتغير الأس الهيدروجيني له إلا تغيراً ضئيلاً وتعرف هذه القدرة بـ "قدرة" ، أو "سعة المحلّل المنظم" ، أو ( Buffer Capacity ) .

وتعتمد قدرة المحلول المنظم على عاملين هما :

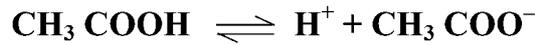
1- النسبة بين درجة التركيز الجزيئي للملح والحامض، وتصل القدرة إلى نهايتها العظمى عندما يتساوى تركيز الملح والحامض، ويحدث ذلك عند منتصف المعايرة حيث تكون  $pH = pka$  .

فـ إذا أخذنا 50 مل من محلول هيدروكلوريك سيديوم صوديوم إلى 100 مل من محلول حامض الخليك المساوي له في القوة العيارية، فإن المخلوط سيحتوي على تركيزين متساويين من حامض الخليك وخصلات الصوديوم .

2- درجة تركيز كل من الملح والحامض، حيث تزداد القدرة كلما زادت درجة التركيز .

حساب الأس الهيدروجيني للمحاليل المنظمة :

إذا كان لدينا محلول منظم يتكون من حامض الخليك وخصلات الصوديوم، فإن الحد الحامضي أيسر جزئياً، ويعبر عن ذلك بالصورة المبسطة الآتية :

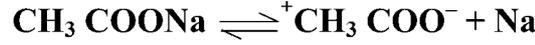


وبتطبيق قانون فعل الكتلة :

$$\frac{[CH_3 COO^-][H^+]}{[CH_3 COOH]} = K_{\text{حمض الخليك}} = K_a$$

$$\therefore [H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

أما خلاص الصوديوم فإنها تتأين كما يأتي :



من المعادلة يتضح أن :

تركيز . ز . حمض الخليك غير المتأين = تركيز . ز . حمض الخليك -  
تركيز . ز . أيون الهيدروجين، وإن تركيز . ز . أيون الخلات = تركيز . ز .  
أيون الهيدروجين .

وإن تركيز أيون الخلات = تركيز خلاص الصوديوم . والتركيز الكلي لأيون  
الخلات في المحلول = تركيز خلاص الصوديوم + تركيز . ز . أيون الهيدروجين ،  
وبالتعويض يتضح :

$$[H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH] - [H^+]}{[CH_3COONa] + [H^+]}$$

ولما كان تركيز أيون الهيدروجين صغيراً مقارنة بتركيز . ز . حمض الخليك  
وتركيز خلاص الصوديوم؛ لذلك يمكن إهماله من الطرف اليمين وتصبح المعادلة :

$$[H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COONa]} \quad [H^+] = K_a \times \frac{[\text{حمض}]}{[\text{ملح}]}$$

يأخذ اللوغاريتم السالب للطرفين يتضح :

$$-\log [H^+] = -\log K_a + \log \frac{[\text{حمض}]}{[\text{ملح}]}$$

$$\therefore \text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{حمض}]}{[\text{ملح}]}$$

وإذا تكون المحلول من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها، مثل: هيدروكسيد  
الأمونيوم، وكوريد الأمونيوم سنحصل على المعادلة الآتية بعد اتباع نفس  
الخطوات:

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{حمض}]}{[\text{ملح}]}$$

أو يحسب الأس الهيدروجيني من المعادلة :

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \text{pK}_b - \log \frac{[\text{حمض}]}{[\text{ملح}]}$$

وتستخدم المعادلات الأخيرة في حساب الـ pH للمط. ول المنظم ، وذلك بمعرفة تركيز كل من الملح والحامض، وثابت الت. أين للحمض الضعيف في المعادلة الأولى، وبمعرفة تركيز كل من الملح والقاعدة، وثابت الت. أين للقاعدة الضعيفة في المعادلة الثانية .

### مقاومة المحلول المنظم للتغير في الـ pH :

إن المحلول المنظم يقاوم التغير في قيمة الـ pH نتيجة لإضافة كمية قليلة من حامض قلوي أو قاعدة قوية كما يأتي :

أولاً : عندما يتكون المحلول المنظم من حامض ضعيف وأحد أملاحه -وعلى سبيل المثال، حامض الخليك، وخلات الصوديوم- فإنه عند إضافة حامض قوي بكمية معينة مثل HCl ، فإن الحامض القوي سوف يستهلك بتكوين جزيئة ثانية من حامض الخليك .

أي أنه يصبح في المحلول جزيئتين من حامض الخليك مع جزيئة الملح المتعادل كلوريد الصوديوم ( NaCl ) ، أي أن المصدر الوحيد لأيونات الهيدروجين في المحلول هو حامض الخليك ، وبما أن حامض الخليك هو حامض ضعيف التآين ، أي أنه يتأين جزئياً، وأن مقدار إعطائه لأيونات الهيدروجين قليلة . لذا لا يحدث تغير في قيمة الـ pH للمحلول ، وكما هو مبين في المعادلة الآتية :



أما إذا أضيف إلى المط. ول المنظم كمية معينة من قاعدة قوية، مثل: هيدروكسيد الصوديوم ، فإنه سيلاحظ أن القاعدة القوية سوف تستهلك بتكوين جزيئة ثانية من خلات الصوديوم .

أي أنه يصبح في المحلول جزيئتين من خلات الصوديوم، والجزء المتبقي من

د...امض الخلي...ك وجزيئ...ة م...اء ، وبم...ا أن ح...امض الخلي...ك ه...و حامض ضعيف التآين، فإن مقدار إطلاقه أو إعطائه لأيونات الهيدروجين تكون ضئيلة ، لذا لا يحدث تغير في قيمة الـ pH للمحلول .



ثانيا : عند تكون المحلول من قاعدة ضعيفة مع أحد أملاحها- وعلى سبيل المثال، هيدروكسيد الأمونيوم..وم وكلوريد..د الأمونيوم..وم- فإن..ه عند..د إض...افة حامض قوي مثل HCl ، فإن الحامض القوي سوف يستهلك بتكوين جزيئ...ة ثانية من كلوريد الأمونيوم وجزيئ...ة ماء والجزء المتبقى من هيدروكسيد الأمونيوم .

وبما أن هيدروكسيد الأمونيوم هي قاعدة ضعيفة، فإن درجة تأينها ضعيفة ، لذا لا يحدث تغير في قيمة الـ pH للمحلول ، وإذا ما حدث تغير فإن..ه ضئيل يمكن إهماله .



أم...ا إذا أض...يفت كمي...ة معي...ة م...ن قاع...ة قوي...ة إل...ي المحل...ول المنظم المتكون م...ن قاع...ة ضد...عيفة م...ع أحد...د أملاح...ا ، فإن...ا نلاحظ أن القاعدة القوية سوف تستهلك بتكوين جزيئ...ة ثانية من هيدروكسيد الأمونيوم ، وب...ذا ي...صبح ف...ي المحل...ول ج...زيئ...تين م...ن القاع...ة ال...ضعيفة وجزيئ...ة م...ح متعادل كما في المعادلة :



وبما أن هيدروكسيد الأمونيوم هي قاعدة ضعيفة، وأن درجة تأينها ضعيفة ، لذا لا يحدث تغير في قيمة الـ pH للمحلول ، وإذا ما حدث تغير فإنه ضئيل يمكن إهماله .

### تطبيقات المحاليل المنظمة :

تؤدي المحاليل المنظمة دورا مهما في التحليل الكيميائي حيث تلزم بعض

التفاعلات التي تجري في أثناء التحليل أن تتم في وسط له  $pH$  معين، ويتم عمل المحلول المنظم الذي له هذه الدرجة من الـ  $pH$  ، وذلك باختيار حامض ضعيف أو قاعدة ضعيفة لها ثابت تأين قريب من الـ  $pH$  .

والمطلوب أن نختار نسبة من الحامض الضعيف وملحه أو من القاعدة الضعيفة وملحها بحيث تؤدي هذه النسبة مع ثابت التأين إلى الـ  $pH$  المطلوب. ومن الناحية العملية التطبيقية تستخدم محاليل منظمة لها تركيز يتراوح بين 0.05 و 0.1 مولاري .

وهذه المخاليط تعمل في مدى أس هيدروجيني يساوي  $pH = pK_a \pm 1$  ، أي يتراوح فيها تركيز الملح إلى تركيز الحامض، أو تركيز القاعدة من 10/1 إلى 1/10 ، وتدخل المحاليل المنظمة في عمليات كثيرة منها : عمليات الترسيب، حيث يتم ترسيب كثير من المـ واد عند درجة  $pH$  معينة، ويتم الحصول عليها بالمحاليل المنظمة .

كما تتم التفاعلات الإنزيمية عند درجة  $pH$  معينة نستعين في ضبطها بالمحاليل المنظمة . وفي كثير من التقديرات اللونية لا يتكون اللون الذي يسبقه على جهاز التقدير اللوني إلا في درجة من الحموضة ، ويتم الحصول عليها بإجراء التقدير في محيط قوامه المحلول المنظم الذي له هذه الدرجة من الـ  $pH$  .

كما أن عمليات فصل العناصر بطرق الاسد..تخلص والتب..ادل الأيوني ، وعمليات تكوين المعقدات المخلبية أو الكلايبي، وكذلك المعادير بالمعدنات والترسيب أو المعادير للحمض القاعددي لا تكون مضمبوطة إلا في  $pH$  معينة .

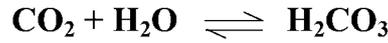
كما أن كثيرا من العمليات الحيوية التي تحدث في أجسام الكائنات الحية يقتضي حدوثها إدامتها في وسط ذي حامضية معينة ، حيث إن الدم في جسم الإنسان ذو رقم هيدروجيني يساوي 7.4 تقريبا ، وإن بقاء هذه الحامضية ثابتة تقريبا عند هذا الحد مهم لأسباب عديدة .

وأحد هذه الأسباب هو الدور الذي يقوم به الدم في نقل ثاني أكسيد الكربون ، حيث يحمل الدم الأوكسجين إلى خلايا الجسم، وذلك عن طريق ارتباط جزيئات

الأوكسجين بذرات الحديد الموجودة في الهيموجلوبين .

والأوكسجين يؤكسد المواد الغذائية منتجا ثاني أوكسيد الكربون . وإن الدم ينقل ثاني أوكسيد الكربون إلى الرئتين لكي يتم لفظه عن طريق الزفير . والمحاليل التي تستطيع إبقاء هذه الحامضية ثابتة تسمى بالمحاليل المنظمة ، حيث إن وجود المحاليل المنظمة يعمل على إبقاء هذه القيمة ثابتة .

أما انخفاض هذه الحامضية إلى 7 فيؤدي إلى اضطرابات فيزيائية مختلفة أو حتى إلى الموت أحيانا ، ومن المحاليل المنظمة في الدم هو المحلول الذي يتألف من حامض الكربونيك، وأيون البيكربونات ، ويتكون حامض الكربونيك من التفاعل الآتي :

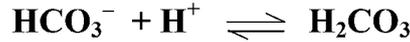


ويتلخص عمل هذا المحلول المنظم كما يأتي :

1- يقوم حامض الكربونيك وهو حامض ضعيف ، بالتفاعل مع أيون الهيدروكسيل الذي يمثل زيادة القاعدية التي تحصل في الدم ، أي يقوم بمعادلة الكمية الزائدة من أيون الهيدروكسيل .

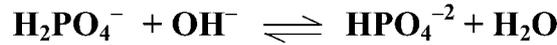


2- ويقوم أيون البيكربونات ، وهو يمثل ملح الحامض الضعيف أو القاعدة المرادفة للحامض ، بمعادلة زيادة أيون الهيدروجين التي تمثل ارتفاع حامضية الدم .

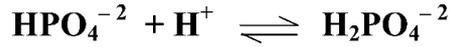


ويعد حامض الكربونيك مادة جيدة لمسك البروتونات الزائدة ؛ لأنه حامض ضعيف، ودرجة تأينه منخفضة جدا .

وثمة محلول منظم آخر في الدم هو المحلول المؤلف من فوسفات الهيدروجين أحادية الحموضة  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ، وفوسفات الهيدروجين ثنائية الحموضة  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  ، حيث تمثل المادة الأولى ملح الحامض، بينما تشكل المادة الثانية الحامض الضعيف . ويقوم الحامض الضعيف بمعادلة زيادة أيون الهيدروكسيل .



أما فوسفات الهيدروجين الأحادية الحموضة فتعادل زيادة أيون الهيدروجين .



وتحتوي العصارات المعدية على محاليل منظمة ذات حامضية قوية pH فيها .  
تساوي 1.5 ، وهي تقارن بحامضية حامض الهيدروكلوريك تركيزه 0.01 مولاري . وهذه الحامضية العالية جدا في جعل التحلل المائي للبروتينات وتحويلها إلى أحماض أمينية أكفأ ما يمكن .

وعملية التحلل المائي للبروتينات لازمة؛ لأن جزيئاتها كبيرة بحيث لا يمكن امتصاصها من جدران الأمعاء ، أما جزيئات الأحماض الأمينية الناتجة فتستطيع أن تتفد من خلال جدران الأمعاء، ويمكن امتصاصها بواسطة الدم .

إن الأنسجة الحية حساسة جدا إلى التغيرات التركيبية في السوائل التي تمر بها، وإن ميكانيكات تنظيم وتثبيت البيئة الداخلية التي تجري فيها التفاعلات داخل الكائن الحي في ظروف ثابتة تتضمن واحدا من أكثر الأطوار المهمة في دراسة العلوم البيولوجية .

وإحدى الواجهات المهمة جدا في هذا التنظيم الحصول على قيمة pH ثابتة .  
تقريبا في محيط الدم والسوائل الأخرى في الجسم . فمن المعروف أن كثيرا من المواد الحامضية والقاعدية تدخل الجسم عبر الجهاز الهضمي، وتتكون باستمرار التغيرات الكيميائية في الخلايا الحية ( Metabolic reactions ) .

مثال :

احسب الـ pH للمحاليل المنظمة الآتية :

أ- محلول يتكون من 0.1 جرام مولياري جزيئي حامض الخليك،  
و 0.01 جرام جزيئي خلات الصوديوم ، علمًا بأن ثابت تأين الحامض =  $1.8 \times 10^{-5}$  .

ب- محلول يتكون من 0.1 جرام جزيئي هيدروكسيد الأمونيوم و 0.01 جرام جزيئي كلوريد الأمونيوم .

الـ . ل : :

أ- المحلول المنظم يتكون من حامض ضعيف وملح هذا الحامض :

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \text{لو} \frac{(\text{الملح})}{(\text{الحامض})} = 4.74 + \text{لو} \frac{0.01}{0.1}$$

$$\text{pH} = 1 - 4.74 = 3.74 \quad \text{أي أن الـ . pH للمحلول المنظم} = 3.74$$

ب- إن المحلول المنظم يتكون من قاعدة ضعيفة وملح هذه القاعدة .

$$\text{POH} = \text{pK}_b + \text{لو} \frac{(\text{القاعدة})}{(\text{الملح})} = 4.74 + \text{لو} \frac{0.01}{0.1}$$

$$\text{pH} = 14 - 3.74 = 10.26 \quad = 4.74 - 1 = 3.74$$

أي أن pH للمحلول الثاني = 10.26

مثـ . ال : :

احسب الأس الهيدروجيني لمحلول منظم يحتوي على حامض البنزويك 0.5 مولاري، ومحلول بنزوات الصوديوم درجة تركيزه 10 جم / لتر ( $\text{pK}_a = 4.1$ ).

الـ . ل : :

درجة التركيز الجزيئي لبنزوات الصوديوم تساوي :

$$0.007 = \frac{10}{144} \text{ جزئي (مولاري)}$$

$$\text{pH} = \text{لو} K_a + \text{لو} \frac{(\text{الملح})}{(\text{الحامض})} = 4.1 + \text{لو} \frac{0.007}{0.5} = 2.26$$

هذا يمكن تحضير المحلول المنظم بأي أس هيدروجيني ، وذلك بمعرفة الـ . pH أو  $K_a$  ، وحساب النسبة بين الملح والحامض، أو الملح والقاعدة ، وإن تغيرات صغيرة من الـ . pH يمكن الحصول عليها بتغيير النسبة لتركيز الحامض إلى تركيز الملح .

مثال على ذلك موضح في الجدول الآتي الذي يعطي قيم الـ . pH لمخـ . البيط منظمة ( من حامض الخليك + خلات الصوديوم ) 10 سم<sup>3</sup> من خليط X سم<sup>3</sup> م . ن

0.2 مولاري حامض الخليك مع Y سم<sup>3</sup> من 0.2 مولاري خلات الصوديوم .

pH	خلات الصوديوم Y سم <sup>3</sup>	حامض الخليك X سم <sup>3</sup>
3.42	0.5	9.5
3.47	1	9
4.05	2	8
4.27	3	7
4.45	4	6
4.63	5	5
4.80	6	4
4.99	7	3
5.22	8	2
5.23	9	1
5.57	9.5	0.5

وقبـل أن نتـرك هـذا الموضوع ينبغـي أن نعيـر الانتبـاه إلـى إمكانية حدوث خطأ عند استعمال  $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{Acid}]}{[\text{Salt}]}$  . صوصا وأن تركيز أيون الهيدروجين للمحلول المنظم يعتمد فقط على النسبة بين تركيزي الحامض والملح، وعلى ثابت الحامض الضعيف  $\text{pK}_a$  ، وليس على التراكيز الحقيقية .

إن قيمة الـ pH لمحلول منظم كهذا ينبغـي ألا تتبـدل عند التخفيف بالماء ، ولكن هـذا التحديـد ليس حقيقيـا بالـضبط تقريـدا . وعندما أخذنا المعادلة :

$$[\text{H}^+] = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{C} \times K_a$$

لم نأخذ بنظر الاعتبار استعمال النشاطيات ( activities ) بدلاً من التراكيز المولارية ، وهذا ليس صحيحا إلا في المحاليل المخففة جدا والتعديـر الـصحيح لضبط فعل المحلول المنظم هو :

$$a_{H^+} = \frac{a_{HA}}{a_A} \times K_a$$

حيث تمثل  $a_{HA}$  نشاطية الحمض .. نشاطية  $a_{H^+}$  ،  $a_A$  نشاطية  
أيون الهيدروجين و  $a_A^-$  نشاطية الملح .

مثال :

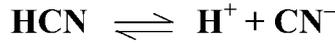
كيف نحضر محلولاً منظماً حجمه لتر واحد وقيمة الـ pH له تساوي 8.5 ،  
وذلك باستعمال 0.1 مول من سيانيد البوتاسيوم ، علماً بأن ثابت تـأين الحمض  
الهيدروسيانيك HCN يساوي  $1.3 \times 10^{-9}$  .

الحل :

إن المحلول المنظم المراد تحضيره يتألف من الحمض الضعيف HCN  
والأيون السالب  $CN^-$  لهذا الحامض . ومن قيمة pH المعطاة نجد قيمة تركيز أيون  
الهيدروجين .

$$pH = 8.5 \quad \therefore [H^+] = 3.2 \times 10^{-9} \text{ مول / لتر}$$

تكتب معادلة التفاعل التي تؤدي إلى معرفة نسبة تركيز الملح إلى الحمض ،  
وبالعكس في هذا المحلول :



$$[CN^-] = [H^+] = 3.2 \times 10^{-9} \text{ مول / لتر}$$

$$[CN^-][H^+] = 1.3 \times 10^{-9} \text{ مول / لتر}$$

$$0.41 = \frac{1.3 \times 10^{-9}}{3.2 \times 10^{-9}} = \frac{[CN^-]}{[HCN]}$$

ويمكن بلوغ هذه النسبة بمعادلة سيانيد البوتاسيوم جزئياً بواسطة إضافة حامض  
قوي مثل حامض الهيدروكلوريك لتتكون كمية مكافئة من حامض الهيدروسـيانيك،  
وبما أن التركيز الكلي لأيون السيانيد هو 0.1 مول / لتر ، وعلى فرض أن :

$$0.41 = \frac{X-0.1}{X} \frac{[CN^-]}{[HCN]} \quad X = [CN^-] \quad X = [HCN]$$

$$\therefore [HCN] = X = 0.071 \text{ مول / لتر}$$

ومعنى هذا أن المحلول المنظم المراد تحضيره يمكن الحصول عليه بإذابة كمية من HCN المعطاة ومقدارها 0.1 مول، وإضافة محلول لد. امض HCl تركيزه 0.071 إلى كمية من الماء تكفي للحصول على محلول حجمه لتر واحد. د. د. ولد. ل السؤال بطريقة أخرى يمكن استعمال القانون :

$$pH = -\log K - \log \frac{C_a}{C_s}$$

$$8.5 = -\log 1.3 \times 10^{-9} - \log \frac{C_a}{C_s}$$

$$\log \frac{C_a}{C_s} = 0.386 = \frac{[HCN]}{[CN^-]} \quad \therefore \frac{[HCN]}{[CN^-]} = 2.43$$

وقد حصلنا على الناتج الأخير باستعمال الأعداد المقابلة في جدول اللوغاريتمات .

$$X - 0.1 = [CN^-] \quad X = [HCN] \quad 2.43 = \frac{X}{X - 0.1}$$

$$X = [HCN] = 0.071 \text{ مول / لتر}$$

وهي نفس النتيجة التي حصل عليها من الحل الأول .

مث. . ال :

مط. ول م. ن د. امض الخليك. ك تركيزه 0.1 م. ولاري ودرجة تأينه. ه  
المئوية 1.34% عند درجة حرارة 25 مئوية. إن ثابت تأين د. امض  
الخليك يساوي  $1.8 \times 10^{-5}$ .

أ- احسب تركيز أيون الهيدروجين في لتر من هذا المحلول يحتوي على 0.2  
مول من خلات الصوديوم .

ب- احسب تركيز أيون الهيدروجين في لتر من مط. ول يد. ضر  
بإذابة 0.1 مول من د. امض الخليك و 0.03 مول من هيدروكسيد  
الصوديوم.

ج- احسب تركيز أيون الهيدروجين في لتر من محلول يحضر بإذابة 0.1 مول  
من حامض الخليك ، و 0.1 مول من هيدروكسيد الصوديوم .

د- احسب تركيز أيون الهيدروجين في لتر من محلول يحضر بإذابة 0.1 مول من حامض الخليك و 0.2 مول من هيدروكسيد الصوديوم .

الـ د . ل :

1- تؤدي إذابة خلات الصوديوم في المحلول إلى زيادة تركيز أيون الخلات كثيرا ، بينما لا يتأثر تركيز حامض الخليك إلا قليلاً جداً . وتبعاً لذلك سوف ينخفض تركيز أيون الهيدروجين لبقية شدة رطوبته وازن سداسي المفعول .

وعلى فرض أن ( CH<sub>3</sub> COOH ) لا يتغير إلا قليلاً جداً ، ويمكن اعتباره مساوياً 0.1 . وعلى فرض أن جميع أيون الخلات قد نتج من خلات الصوديوم ويساوي 0.2 ، علماً بأن هذين الافتراضين لا يسببان إلا خطأ صغيراً جداً .

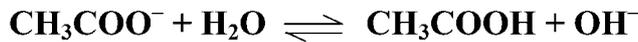
$$9 \times 10^{-6} \text{ مول / لتر} = \frac{0.1 \times 1.8 \times 10^{-5}}{0.2} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = [\text{H}^+]$$

2- إن هيدروكسيد الصوديوم قاعدة قوية، وإن 0.03 مول منها سوف يعادل 0.03 مول من حامض الخليك ليتكون من هذا التعادل 0.03 مول من أيون الخلات ، أما تركيز حامض الخليك المتبقي في المحلول فسيكون مساوياً إلى تركيزه الابتدائي مطروحاً منه تركيز أيون الخلات الناتج عن التعادل مع هيدروكسيد الصوديوم .

$$4 \times 10^{-5} \text{ مول / لتر} = \frac{(0.03 - 0.1) 1.8 \times 10^{-5}}{0.03} = [\text{H}^+]$$

3- إن إضافة 0.1 مول من هيدروكسيد الصوديوم سوف تعادل 0.1 مول من حامض الخليك ليتكون عن هذا التعادل 0.1 مول من أيون الخلات .

أما تركيز حامض الخليك المتبقي في المحلول فلا يمكن - من الناحية العملية - تقليله إلى الصفر، ويمكن حسابه بتصور أن المحلول يتكون كلياً من 0.1 مول من خلات الصوديوم ، وبهذا فإن أيون الخلات يتحلل مائياً .



$$5.8 \times 10^{-10} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{K_w}{K_a} = K_b$$

$$X = [\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{OH}^-]$$

$$X - 0.1 = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$7.5 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-] = X \text{ مول / لتر}$$

$$1 \times 10^{-14} = [\text{OH}^-] = [\text{H}^+]$$

$$1.3 \times 10^{-9} = [\text{H}^+] \text{ مول / لتر}$$

4- إن المحلول هنا يكافئ محلولاً يتكون من 0.1 مول من خلات الصوديوم و 0.1 مول من هيدروكسيد الصوديوم . الأيون  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  في هذه الحالة يمثّل . . . . ل . قاء . . . . دة ضد . . . . عيفة والمحل . . . . ول الذ . . . . اتج عن تحلله المائي يعد محلولاً قاعدياً ضعيفاً، كما اتضح لنا من حل الف . ر ع السابق .

أما القاعدة  $\text{NaOH}$  فهي قاعدة قوية والمحلل الناتج عنها يعتبر محلولاً قاعدياً قوياً ، وعليه فإن الأيون  $\text{OH}^-$  الناتج من التحلل المائي لأيون الخلات يمكن إهماله مقارنة بتركيز  $\text{OH}^-$  الناتج من تأين  $\text{NaOH}$  ، وعليه يمكن اعتبار :

$$[\text{OH}^-] = 0.1 \text{ مول / لتر}$$

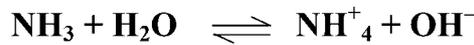
$$10^{-13} \times \text{مول / لتر} = 1 \frac{1 \times 10^{-14}}{0.1} = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} [\text{H}^+] =$$

مث . . ال :

محل . . ول م . . نظم يت . . ألف م . . ن 0.15 م . . ول م . . ن الأموني . . ا مذا . . ة ف . . ي ذ . . صف لت . . ر م . . ن الم . . اء . . م . . ا مق . . دار  $\text{NH}_4\text{Cl}$  الت . . ي يج . . ب أن ت . . ضاف إل . . ي ه . . ذا المحل . . ول لت . . صبح قيمة . . ال . . pH ل . . ه . . ساوية إل . . ي 9.4 ع . . د درجة حرارة 25° م .

ال . . ل :

إن التفاعل المقصود في هذا المثال هو :



$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} = K_b$$

يمكن حساب أيون الهيدروكسيل  $[\text{OH}^-]$  من قيمة الـ pH المعطاة .

$$\text{لو } [\text{H}^+] = \text{pH} - = 9.4 - = 10 - 0.6 = 3.98 \times 10^{-10} = [\text{H}^+].:$$

$$0.25 \times 10^{-4} \frac{1 \times 10^{-14}}{3.98 \times 10^{-10}} = [\text{OH}^-]$$

نحسب تركيز الأمونيا في ذبف لتدر من المحلول.

$$0.3 = \frac{0.15 \text{ مول}}{0.5 \text{ لتر}} = [\text{NH}_3]$$

والتركيز النهائي للأمونيا يجب أن يكون أقل من 0.3 مولاري، كما يظهر من معادلة التفاعل المذكورة أنفاً .

$$0.3 \approx 0.000025 - 0.3 = [\text{OH}^-] - 0.3 = [\text{NH}_3]$$

وبالتعويض عن هذا التركيز في تعبير ثابت التوازن نحصل على :

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.25 \times 10^{-4})[\text{NH}_4^+]}{0.3} \quad [\text{NH}_4^+] = 0.216 \text{ مول / لتر}$$

وهذا التركيز هو عبارة عن مجموع تركيز أيون الأمونيوم المضاف، وتركيز أيون الأمونيوم الناتج عن التحلل المائي، والذي يساوي تركيز أيون الهيدروكسيل .

$$0.216 = [\text{NH}_4^+] + [\text{OH}^-]$$

$$0.216 \approx 0.000025 - 0.216 = [\text{NH}_4^+]$$

$$\text{عدد مولات } \text{NH}_4\text{Cl المضافة} = 0.5 \times 0.216 = 0.108 \text{ مول}$$

الوزن الجزيئي لكلوريد الأمونيوم يساوي 53.5 جم / مول .

وزن كلوريد الأمونيوم الذي يجب أن يضاف  $0.108 \times 53.5 = 0.78$  جرام .

مثال :

محلول يحتوي على 0.1 مول / لتر من حمض الخليك

و 0.05 مول / لتر من حمض HCl . احسب درجة تآين حمض

الخليك في المحلول .

الـ . ل :

يتأين حامض HCl كلياً ، ولذا فتركيز أيون الهيدروجين الناتج من تأين هـ . ذا الحامض هو 0.05 مولاري .



وعلى فـ . رض أن س تـ . ساوي تركيز . ز أيـ . ون الهيدـ . دروجين الذـ . اتج مـ . ن تأين حامض الخليك .

$$X = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \quad X + 0.05 = [\text{H}^+]$$

$$(X - 0.1) = [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$\frac{(X + 0.05)(X)}{(X - 0.1)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

وللأغراض الحسابية التقريبية تعتبر كمية حامض الخليك المتأينة قابلة للإهمال عند وجود هذا الحامض بمفرده . وفي المثال ينخفض تأين حامض الخليك أكثر ، وذلك بسبب وجود الحامض القوي HCl معه ، ولذا ستهمل كمية حامض الخليك المتأين ، وستهمل س المطروحة أو المضافة في مقام وبسط المعادلة .

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(X \cdot 0.05)}{0.1}$$

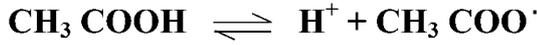
$$3.6 \times 10^{-5} = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = X \text{ مول / لتر}$$

$$3.6 \times 10^{-4} = \frac{5-10 \times 3.6}{0.1} =$$

وهذه القيمة صغيرة بالمقارنة مع درجة تأين حـ . امض الخليك . ك ذي التركيز . ز المـ . . شابه والتـ . . ي تـ . . ساوي  $1.3 \times 10^{-2}$  ، وذلك عندـ . . كما يكـ . . ون الذـ . . امض بمفرده . وهذا الانخفاض الإضافي في درجة التأين يعـ . . زى إلـ . . ي فعـ . . ل الأيـ . . ون المشترك ، وهو أيون الهيدروجين في هذا المثال .

### تأثير الأيون المشترك :

يحتوي محلول لحامض ضعيف مثل حامض الخليك على أيوني الهيدـ . دروجين والخلات في حالة توازن مع جزيئات حامض الخليك .

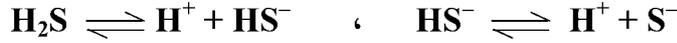


وإذا أذيبت بلورات من خلات الصوديوم في محلول حامض الخليك يزداد تركيز أيون الخلات لدرجة كبيرة؛ وذلك لأن خلات الصوديوم، وهي ملح إلكتروليتي قوي تتأين كلياً إلى أيون الصوديوم  $\text{Na}^+$  والخلات  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ .

وإن ازدياد تركيز أيون الخلات سوف يسرع من معدل اتحاد أيونات الهيدروجين مع أيون الخلات. وهذا سيحرف التوازن إلى جهة اليسار. وكننتيجة لهذا الانحراف في التوازن ينخفض تركيز أيونات الهيدروجين ويزداد تركيز حامض الخليك غير المتأين، وبعبارة أخرى ستتخفض درجة تأين حامض الخليك. إن هذا النقصان في مادة إلكتروليتي الناتج عن ازدياد تركيز أحد أيونات هذه المادة يسمى تأثير الأيون المشترك. ويمكن خفض درجة تأين الحامض الضعيف بإضافة حامض قوي إليه، وفي هذه الحالة يكون أيون الهيدروجين هو الأيون المشترك.

وقد يبلغ النقصان في درجة تأين الحامض الضعيف بحيث إن تركيز أيون الهيدروجين في المحلول يقدر بتركيز الحامض القوي المضاف.

حيث تنخفض درجة تأين كبريتيد الهيدروجين  $\text{H}_2\text{S}$  بإضافة حامض الهيدروكلوريك. إذ إن معادلتا تأين كبريتيد الهيدروجين هما:



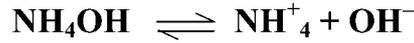
وواضح أن ازدياد تركيز أيون الهيدروجين بواسطة الحامض  $\text{HCl}$  سيعمل على توجيه عمليتي الاتزان المذكورتين أعلاه إلى جهة اليسار، وكننتيجة لهذا الانحراف سينخفض تركيز أيون الكبريتيد  $\text{S}^{2-}$  ويزداد تركيز الحامض الضعيف  $\text{H}_2\text{S}$ .

وتفيد هذه الملاحظات المهمة في ترسيب الأيونات نحاس - زرنخ، خارصين - نيكل، أي المجموعة الثانية والمجموعة الرابعة، يتم فصل الأيونات الموجبة لهاتين المجموعتين بصورة أفضل بترسيب كبريتيدات المجموعة الثانية باسعمال

تركيز منخفض من أيونات الكبريتيد .

وترسيب كبريتيدات المجموعة الرابعة باستعمال تركيز أعلى من أيونات الكبريتيد . ويمكن بلوغ تركيز منخفض من أيونات الكبريتيد بجعل المحلول حامضيا بواسطة HCl ، بينما يتم بلوغ تركيز عالٍ من أيونات الكبريتيد، وذلك بجعل المحلول قاعديا بواسطة هيدروكسيد الأمونيوم .

تنخفض درجة تأين القاعدة الضعيفة تماما بنفس طريقة انخفاض درجة تأين الحامض الضعيف ، وذلك أما بإضافة أملاح القاعدة المستعملة، أو إضافة قاعدية قوية . تنخفض درجة تأين هيدروكسيد الأمونيوم بإضافة كلوريد الأمونيوم .



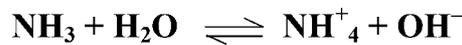
وواضح . . . . . ح أن تركيز . . . . . ز أيون . . . . . ات  $\text{NH}_4^+$  . . . . . زداد بإضافة  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ، وإن الاتزان سينحرف إلى جهة اليسار . ونتيجة له . . . . . انحدار . . . . . زداد تركيز جزيئات  $\text{NH}_4\text{OH}$  . . . . . نخفض تركيز  $\text{OH}^-$  ، وتفيد هذه الملاحظة في التحليل الوزني في لمجموعتي الثالثة - الرابعة ، الخامسة - السادسة ( المغنيسيوم ) .

لا يحدث للأحماض القوية مثل:  $\text{HClO}_4$  و  $\text{H}_2\text{SO}_4$  و  $\text{HCl}$  . . . . . يحدث للأحماض الضعيفة . . . . . يحصل للقواعد القوية مثل  $\text{NaOH}$  و  $\text{KOH}$  و  $\text{Ba(OH)}_2$  . . . . . يصل للقواعد . . . . . ضعيفة ؛ وذلك لأن الأحماض القوية والقواعد القوية مركبات إلكترونيية تامة التآين في المحلول المائي .

مثال :

ما مقدار  $\text{NH}_4\text{Cl}$  الذي لو أضيف إلى لتر واحد من الأمونيا ذات التركيز 0.1 مولاري ، لأعطى قيمة إلى pH تساوي 9 ؟

الحل :



نجد قيمة  $[OH^-]$  بالاستفادة من قيمة pH من العلاقات الآتية :

$$14 = pOH + pH \quad 1 \times 10^{-14} = [OH^-] = [H^+]$$

$$14 = pOH + pH \quad 1 \times 10^{-14} = [OH^-] = [H^+]$$

$$5 = 9 - 14 = pOH \therefore$$

$$\approx [NH_3] \quad 1 \times 10^{-14} = [OH^-] \text{ مول / لتر}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(5-10)(NH_4^+)}{0.1} \quad 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[OH^-][NH_4^+]}{[NH_3]}$$

$$1.8 \times 10^{-1} = [NH_4^+] \therefore \text{مولاري}$$

الوزن الجزيئي لكلوريد الأمونيوم = 53.5

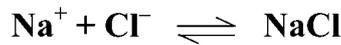
كمية  $NH_4Cl$  التي تضاف هي  $53.5 \times 0.18 = 9.63$  جرام

### تفاعلات الأحماض والقواعد :

إن المحاليل المائية للأملاح الاعتيادية لا تكون ذات تأثير متعاقل دائما ، أي أن pH لمحاليلها لا تساوي 7 دائما . والأفضل أن نوضح هذه الملاحظة بذكر أمثلة .  
عن تفاعل الأحماض والقواعد، تلك التي تؤدي إلى تكوين محاليل مائية للأحماض .  
أخذين بعين الاعتبار أن الأملاح من الناحية التطبيقية جميعها مواد إلكتروليزية قوية تامة التآين .

1- عند تفاعل حامض قوي مع قاعدة قوية، مثل: حمض الهيدروكلوريك، وهيدروكسيد الصوديوم يحتوي المحلول في هذه الحالة على أربعة أيونات هي  $Na^+$  و  $Cl^-$  و  $H^+$  و  $OH^-$  .

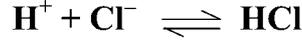
ويتركز - ونعني تفاعل - ل - ه - ذا - الحمض - مع - ه - هذه القاعدة - م - ح - ه - و  
كلوريد الصوديوم . ومن الناحية النظرية هنالك أربعة احتمالات لاتحاد ه - ه -  
الأيونات بعضها مع بعض، وهي تؤدي إلى مركبات غير متأينة . وه - ه -  
الاحتمالات هي :



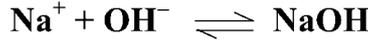
وهذا التفاعل غير ممكن عمليا ؛ لأن كلوريد الصوديوم إلكتروليت قوي ، أي أنه مركب أيوني؛ سواء كان في حالته الصلبة النقية، أم في المحلول المائي :



وهو تفاعل يحدث ويخضع للحاصل الأيوني للماء :

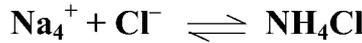


وهو تفاعل غير ممكن من الناحية العملية ؛ لأن حامض الهيدروكلوريك ح.امض قوي وهو تام التآين في المحلول المائي .

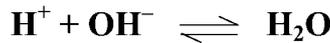


وغير ممكن أيضا لـ نفس الـ سبب المـ ذكور آنفـا عـن كلوريد الصوديوم . وحصيلة هذه التفاعلات الأربعة وجد أ.ع.داد متساوية م.ن أيوني  $\text{H}^+$  و  $\text{OH}^-$ ، وبهذا يكون المحلول متعادلاً ؛ لأن الملح الناتج عن تفاعل الحامض القوي والقاعدة القوية لا يتحلل مائيا ، وهكذا يكون الرقم الهيدروجيني عند نقطة التعادل مساويا 7 .

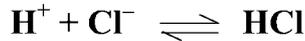
2- عند تفاعل حامض قوي مع قاعدة ضعيفة مثل: حامض الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الأمونيوم . وهنا أيضا يحتوي المحلول على أربع فصائل أيونية . هي  $\text{NH}_4^+$  و  $\text{Cl}^-$  و  $\text{H}^+$  و  $\text{OH}^-$  . ومن الناحية النظرية هنالك أربعة احتمالات للاتحادات الأيونية وهي :



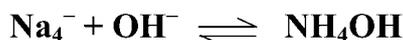
وهو تفاعل غير ممكن من الناحية العملية لأن كلوريد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{Cl}$  إلكتروليت قوي، ويعتبر مادة أيونية في حالته الصلبة وفي المحلول المائي .



وهذا التفاعل يحصل ويخضع للحاصل الأيوني للماء :



وهو تفاعل غير ممكن للسبب الذي ذكرناه سابقاً عنه :



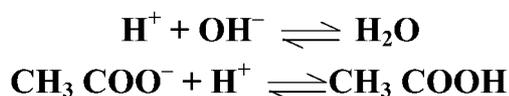
وهو تفاعل ممكن الحصول عمليا؛ لأن  $\text{NH}_4\text{OH}$  قاعدة ضعيفة، وتتأين جزئياً في المحلول المائي . وبهذا تزال أيونات  $\text{OH}^-$  من المحلول بهيئة  $\text{NH}_4\text{OH}$  غير المتأين .

وستتأين كمية إضافية من الماء للتعويض عن أيونات  $\text{OH}^-$  المزالة، وكذلك لغرض الاحتفاظ بالقيمة الثابتة للحاصل الأيوني للماء وحصول هذه الملاحظات هي التحلل المائي للملح الناتج عن التعادل .

ووجود زيادة من أيونات  $\text{H}^+$  على أيونات  $\text{OH}^-$  ، لذا فالتأثير العام للمحلول حامضي ، وتبعاً لذلك سيكون الرقم الهيدروجيني أقل من 7 ( $\text{pH} < 7$ ) .

3- تفاعل حامض ضعيف مع قاعدة قوية مثل حامض الخليك وهيدروكسيد الصوديوم: إن الفصائل الأيونية الموجبة في المحلول هي  $\text{Na}^+$  و  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  و  $\text{H}^+$  و  $\text{OH}^-$  لا تتحد الأيونات وذلك  $\text{Na}^+$  و  $\text{CH}_3\text{COO}^-$  كما لا يتحد الأيونان  $\text{Na}^+$  و  $\text{OH}^-$  وذلك لتكون الملح  $\text{CH}_3\text{COONa}$  في الحالة الأولى وتكون القاعدة  $\text{NaOH}$  في الحالة الثانية .

فمثل  $\text{CH}_3\text{COONa}$  إلكترونات قوي، والقاعدة  $\text{NaOH}$  قاعدية قوية، وكلاهما تام التأين في المحلول المائي؛ أما الاتحادات الأيونية الممكنة عملياً فهي :



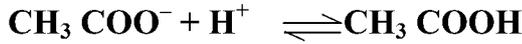
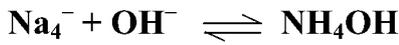
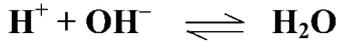
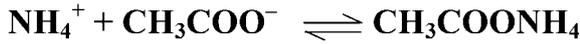
وأول هذين التفاعلين يحصل بخضوعه للحاصل الأيوني للماء . والتفاعل الثاني يحصل لأن الحامض المتكون هو حامض ضعيف ويتأين جزئياً في المحلول المائي .

ولهذا فإن أيونات  $\text{H}^+$  تزداد في المحلول لتشارك في تكوين الحامض  $\text{CH}_3\text{COOH}$  بهيئته غير المتأينة، وتتأين

المزيد من الماء للتعب. ويضع عن أيونات  $H^+$  المزالة، وذلك لغرض الإبقاء على العلاقة .  
 $[H^+][OH^-] = 10^{-14}$

وحصيلة هذه الملاحظات هي التحليل المائي الناتج عن التعادل ووجود زيادة من أيونات  $OH^-$  على أيونات  $H^+$ ، ولذا فالتأثير العام للمحلول قاعدي ( $pH > 7$ ) .

4- تفاعل حامض ضعيف مع قاعد ضعيفة حامض الخليك وهيدروكسيد الأمونيوم، إن الاتحاد الأيوني الممكدة من الناحية النظرية هي :



والتفاعل الأول لا يمكن حصوله عملياً؛ لأنه يؤدي إلى ملح تآكل التآين في المحلول المائي، أما التفاعل الثاني فيحصل لأنه يضع للحاصل الأيوني للماء .

وكلا التفاعلين الثالث والرابع ممكن الحصول؛ لأنهما يؤديان إلى تكوين قاعدة ضعيفة وحامض ضعيف على التوالي . وفي هذه الحالة تزال أيونات  $OH^-$  من المحلول لاستغلالها في تكوين القاعدة الضعيفة .

كما تزال أيونات  $H^+$  لأنها شغلها في تكوين الحامض الضعيف . وفي هذه الحالة أيضاً أين مزيد من الماء للتعب ويضع عن الأيونين  $H^+$  و  $OH^-$  المزالين، وذلك لغرض الإبقاء على القيمة الثابتة للحاصل الأيوني للماء .

وليس من الضروري أن تزال الأيونات  $H^+$  و  $OH^-$  بنفس المقدار، إن زيادة أحدهما على الآخر تعتمد على درجة تأين الحامض الضعيف المتكثرون والقاعدة الضعيفة المتكونة . أي تعتمد على القيم النسبية لتأينهم . الذين يتحكم بالتركيز النهائي  $[H^+]$  و  $[OH^-]$  .

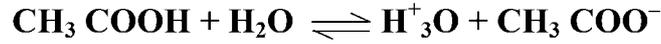
فإن كان  $K_a > K_b$  يصبح  $[H^+] > [OH^-]$  ويكون تأثير المحلول حامضياً  
 . (  $pH < 7$  )

وإذا كان  $K_a < K_b$  يصبح  $[H^+] < [OH^-]$  ويكون تأثير  
 المحلول قاعدياً (  $pH > 7$  ) .

وفي مثالنا... الماء... حمض الخليك... وهيدروكسيد الأمونيوم... ولدينا  $K_a$  يساوي  $1.8 \times 10^{-5}$  عند درجة حرارة 25°م و  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ . ولذا فإن محلول كل من الأمونيوم... ومحتوي على... أضعاف متساوية من الأيونات  $H^+$  و  $OH^-$  أو تراكيبي... زمت... ساوية منها... يجعل... ل... تأثير المحلول متعادلاً (  $pH = 7$  ) .

### ثابت التأيين للحامض الضعيف :

يمثل تأين حامض الخليك في المحلول المائي بالمعادلة :



والأسهم المتعاكسة تشير إلى تفاعلين وهما تفاعل حامض الخليك مع الماء لتكوين أيون  $H_3O^+$  و  $CH_3COO^-$  وتفاعل الأيونين الأخيرين لتكوين حمض الخليك والماء. إن ثابت التوازن لهذا التفاعل هو :

$$K = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH][H_2O]}$$

ويمكن تبسيط هذه المعادلة بافتراض أن تركيز الماء يمثل كمية ثابتة .

$$K [H_2O] = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

يدعى الثابت  $K_a$  بثابت تأين الحامض الضعيف . وهو عبارة عن كمية مميزة للتفاعل عند درجة الحرارة التي يجري فيها .

### ثابت التآين للقاعدة الضعيفة :

يمثل التوازن بين الأمونيا ( بمثابة قاعدة ضعيفة ) والماء بواسطة المعادلة الآتية :



وثابت التوازن لهذا التفاعل هو :

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

وعلى فرض أن تركيز الماء يمثل كمية ثابتة ، تؤول هذه المعادلة إلى :

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

ويدعى الثابت  $K_b$  بثابت تآين القاعدة الضعيفة ، وهي عبارة عن كمية مميزة للتفاعل عند درجة حرارة معينة .

### الأحماض المتعددة :

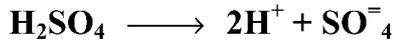
إن الأحماض التي تتفاعل مع المذيب المائي معطية أكثر من أيون الهيدروجين ، أو ( أيون هيدرونيوم ) في الجزيئة الواحدة منها تدعى بالحوامض المتعددة التكافؤ ، أو المتعددة القاعدية ، أو المتعددة البروتون ، وتكون معظم هذه الحوامض المستعملة في التحليل حوامض ضعيفة وبضمنها حامض الفوسفوريك  $\text{H}_3\text{PO}_4$  .

### الأحماض القوية المتعددة القاعدية :

يعد حامض الكبريتيك اعتياديا حامضا قويا ثنائي القاعدة ، ويكتب تفاعلها مع المذيب كما يأتي :

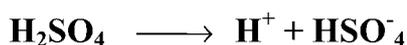


أو بالشكل المبسط الآتي :

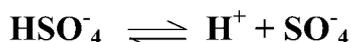


وإن الصيغة المكتوبة أعلاه تتجاهل الخط. وة الوس. بطة لتك. وبن الكبريتات.

الهيدروجينية الذي يحدث وفقاً للمعادلة :



وكذلك الخطوة الثانية في التفكك :



يعد التأين في المعادلة الأولى من المعادلتين الأخيرتين تاماً ( أي مثلما يحدث التأين لحمض قوي مثل HCl أو HNO<sub>3</sub> )؛ لأن H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> حامض قوي جداً.

أما التفاعل الثاني الذي يمثل تفكك HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> ، فإنه لا يكون كاملاً؛ لأن HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> حامض ضعيف بالمقارنة مع H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> .

إن تأين HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> يكون في حالة توازن، ويكون له ثابت توازن يشار إليه لـ K<sub>2</sub> بالرمز ويمثل :

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{SO}_4^{2-}]}{[\text{HSO}_4^-]} = 1.2 \times 10^{-2}$$

ويبقى K<sub>2</sub> ثابتاً عبر مدى واسع من تراكيز HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> وإن الحقيقة التي تبين أن K<sub>2</sub> للحامض H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> أكبر من K<sub>1</sub> للحامض H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> تدل على أن HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> هـ.و. حامض أقوى من H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> .

إن الحامض H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> هو حامض ضعيف نسبياً؛ لأنه لا يحرر كل أيونات الهيدروجين إلى محلول الـ H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ؛ ولذلك فإن محلول 0.05 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> فورمال لا يعطي MH<sup>+</sup> 0.1 ( 0.05 × 2 ) فورمال .

مثـ. ال :

احـ. سب [ H<sup>+</sup> ] فـ. ـ ي محطـ. ـ ول H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> 0.02 فورمـ. ـ ال ( F ) ، إذا كان H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> متأيناً بصورة كلية لكان [ H<sup>+</sup> ] يساوي إلى 0.04 ، ولكنه في الحقيقة ليس كذلك . فلو افترضنا أن الخطوة الأولى في تأين H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> كاملة، فـ. ـ إن محطـ. ـ ول الحـ. ـ امض المـ. ـ ذكور الـ. ـ ذي تركيزه 0.02 يمكننا أن نفترض ، من معادلة تأين HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> ، بأن [ H<sup>+</sup> ] المتحرر من HSO<sub>4</sub><sup>-</sup> يكون مكافئاً إلى [ SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ] ، فـ. ـ إذا افترضنا أن [ SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> ] = X فـ. ـ إن

$$X - 0.02 = [SO_4^-] \text{ و } X + 0.02 = [H]$$

وبتعويض هذه القيم في معادلة ثابت التأيّن الثانوي المذكورة سابقاً :

$$K_2 = \frac{[H^+][SO_4^-]}{[HSO_4^-]} = 1.2 \times 10^{-2}$$

$$1.2 \times 10^{-2} = \frac{(X)(X+0.02)}{X-0.02}$$

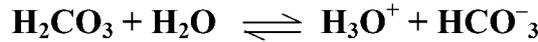
$$\text{صفر} = 4 \times 10^{-4} \times 2.4 - X^2 + 0.032X$$

$$0.00625 = \frac{0.0125}{2} = \frac{\sqrt{4 \times 10^{-4} \times 9.6 + 2 \times 0.032 + 0.032}}{2} = X$$

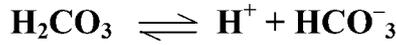
$$10^{-2} \times 2.6 = 0.00625 + 0.02 = \text{مول / لتر}$$

### الأحماض المتعددة القاعدية الضعيفة :

على الرغم من أن الأحماض متعددة القاعدية الضعيفة ، مثل :  $H_2S$  ،  
و  $H_2C_2O_4$  ، و  $H_3PO_4$  تتفاعل بخطوات مثل  $H_2SO_4$  ؛ إلا أنها تختلف عنه كونها  
تتفاعل بصورة غير تامة في كل خطوات التفكك ، وبأس. تعامل  $H_2CO_3$  كمثال  
لحامض ثنائي القاعدة، فإن معادلة التفكك الأول مع الماء هي :



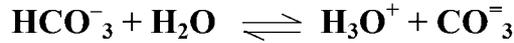
أو أن المعادلة المبسطة هي :



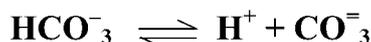
التي تستطيع أن نكتب لها ثابت التفكك الذي يرمز له بـ  $K_1$  . . .  
كما يأتي :

$$K_1 = \frac{[H^+][HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 3.5 \times 10^{-7}$$

وكذلك يحدث تفاعل ثاني ينتج عن التفاعل الأول كما في المعادلة :



وهذه المعادلة يمكن التعبير عنها أيضا بالشكل المبسط الآتي :



والتي لها ثابت التفكك الأيوني  $K_2$  هو :

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 0.6 \times 10^{-11}$$

ويدعى  $K_1$ ،  $K_2$  ثوابت الاتزان التسلسلي أو التعاقبي ، كما تسمى التفاعلات بالتفاعلات التوازنية المتسلسلة أو المتعاقبة ؛ وذلك لأن مدى حدوث التفاعل الثاني يعتمد على تركيز  $\text{HCO}_3^-$  ، أو ناتج التفاعل الأول مثلما يعتمد على درجة التفكك لـ  $\text{HCO}_3^-$  .

### الدالة الحامضية pH للأحماض المتعددة القاعدية :

إذا كان ثابت التفكك الأول  $K_1$  لـ حمض متعدد القاعدي... أكبر بـ 100 مرة من ثابت التفكك الثاني  $K_2$  له ، فإن تركيز أيون الهيدروجين لمحلول الحمض سيعتمد على التركيز الفورمالي للأحماض وعلى  $K_1$  ، أو التفاعلات التأينية الأخرى .

فإنها غير تامة لدرجة أنها لا تؤثر إلا قليلاً جداً ( لدرجة يمكن إهمالها ) على pH المحلول الحامضي المذكور . ويمكن إهمال تفاعلات التأين الثانية والثالثة إن وجدت ، بذلك تكون الحسابات مشابهة بالضبط إلى حسابات pH لمحلول حمض أحادي القاعدة .

وكمثال على ذلك نأخذ الحسابات المتعلقة بـ pH محلول مشبع من حمض الكربونيك  $\text{HCO}_3^-$  التي يمكن إجراؤها بالتعويض في معادلة  $K_1$  ، حيث يكون تركيز أيون الهيدروجين  $[\text{H}^+]$  تقريبا مساويا إلى تركيز أيون البيكربونات  $[\text{HCO}_3^-]$  :

$$3.5 \times 10^{-7} = \frac{[\text{HCO}_3^-][\text{H}^+]}{0.036}$$

وبالتعويض عن  $[\text{HCO}_3^-]$  بمساوية  $[\text{H}^+]$  في المعادلة أعلاه نحصل على

$$3.5 \times 10^{-7} = \frac{[\text{H}^+]^2}{10^{-2} \times 3.6} \quad \text{يأتي :}$$

$$[H^+] = \sqrt{3.6 \times 10^{-2} \times 3.5 \times 10^{-7}} = 1.12 \times 10^{-4} \text{ مول / لتر}$$

$$\text{pH} = -\log 1.12 \times 10^{-4} = 3.92 \approx 4$$

ويمكن تطبيق نفس القاعدة على حسب  $\text{pH}$  حامض ثلاثي القاعدية مثلاً  $\text{H}_3\text{PO}_4$  فمن المعلوم أن  $10^{-3} \times 7.5$  ،  $10^{-8} \times 6.2$  ،  $10^{-12} \times 2$  بالنسبة لـ .  
 $\text{H}_3\text{PO}_4$  ، ومنه يتبين أن  $K_1$  أكبر بكثير من 100 مرة من  $K_2$  ، ولذا فإن تفاعلات التأيين الثاني، وكذلك الثالث غير تامة لدرجة أنها تعطي كمية صغيرة جداً من  $\text{H}^+$  للمحلول بحيث يمكن إهمالها .

فلغرض حساب  $\text{pH}$  محلول تركيزه 0.04 فورمالي  $\text{H}_3\text{PO}_4$  تجرى الحسابات لمعرفة قيمة  $[H^+]$  في المحلول المذكور بنفس الطريقة التجريبية. لحساب  $\text{pH}$  حامض أحادي القاعدة معتبرين  $K_1$  ، كأذنه  $K_2$  للحامض أحادي القاعدة. إن تفاعل التأيين الأول لـ  $\text{H}_3\text{PO}_4$  هو :



وحيث إن التركيز المولاري لكل من  $[H^+]$  و  $[H_2\text{PO}_4^-]$  يكونان متساويين، وعليه فإن :

$$K_1 = \frac{[H^+][H_2\text{PO}_4^-]}{[H_3\text{PO}_4]} = 7.5 \times 10^{-3}$$

$$7.5 \times 10^{-3} = \frac{[H^+]^2}{0.04} \quad \text{وبالتعويض عن } [H_2\text{PO}_4^-] = [H^+] \text{ يكون}$$

$$1.73 \times 10^{-2} = 0.3 \times 10^{-4} = \sqrt{4 \times 10^{-2} \times 7.5 \times 10^{-3}} = [H^+]$$

$$\therefore \text{pH} = -\log 1.73 \times 10^{-2} = 1.73 = 1.75$$

إن هذه الطريقة لحساب  $[H^+]$  لأحماض متعددة القاعدية ذات ثابت تأين أولي عالٍ نسبياً؛ ولذا فمن الأفضل أن يعامل الحامض المتعدد القاعدية كحامض أحادي القاعدية، ونجري حساب  $[H^+]$  باستعمال المعادلة التربيعية التي سبق ذكرها .

## الدالة الحامضية pH للمحاليل المنظمة :

تحسب pH للمحاليل المنظمة المؤلفة من حوامض متعددة المكافئ وأملاحها بنفس الطريقة التي طبقت على حساب الـ pH للمحاليل المنظمة للأحماض الأحادية القاعدية وأملاحها، وذلك عند معرفة تراكيز المكونات في المحاليل، والفرق الوحيد هو أنه يوجد في المحاليل المنظمة للأحماض المتعددة المكافئ أكثر من حمض ضعيف، ولذا فهذه أكثر من واحد من مديات الـ pH التنظيمية الممكنة .

وإن الأحماض الضعيفة الناتجة عن  $H_3PO_4$  ومشتقاته هي  $H_2PO_4^-$  و  $HPO_4^{=}$ ، وإن  $H_2CO_3$ ،  $HCO_3^-$  هما الحامضان الضعيفان المتوافران في محاليل حامض الكربونيك المنظمة . ومن الواضح أن الأحماض الضعيفة في المحاليل المنظمة يجب أن تتصاحب مع الأملاح المشتقة منها لغرض الحصول على التأثير التنظيمي للدالة الحامضية .

مثال :

احسب قيمة الـ pH لمحلول منظم يحتوي على  $0.4 H_3PO_4$  عياري و  $0.06 NaH_2PO_4$  مولاري .

الحل :

من الواضح أن قيمة  $[ H_2PO_4^- ] = 0.06$

إن مراجعة فحص معادلات الـ  $K_1, K_2, K_3$  للحامض  $H_3PO_4$  يبين لنا أن  $K_1$  فقط يتضمن  $[ H_3PO_4 ]$ ،  $[ H_2PO_4^- ]$ ، وبالتعويض في معادلة الـ  $K_1$  تعطي ما يأتي :

$$5 \times 10^{-3} = \frac{0.4 \times 10^{-3} \times 7.0}{0.06} [ H^+ ] ، 7.0 \times 10^{-3} = \frac{(0.06)(H^+)}{0.4} = K_1$$

وعليه يمكن حساب الـ pH =  $3 - \log 5 = 2.3$

إن هذا المحلول الممنظم هو وذلك الذي يقاس مع ضد من المنطقية

التنظيمية المثارة إليه.. ا ف.. ي ال.. سابق ، وإن الت.. أثير التنظيم.. ي الأكبر.. ر  
بالنسبة للحمض والقاعدة المضافين س.. يكون في المحلول الذي يكون  
في.. ه  $[H_3PO_4] = [H_2PO_4^-] = [H^+] = 7.5 \times 10^{-3}$  وإن ه.. ذا  
ال.. pH س.. يكون ف.. ي منت.. صف م.. دى التنظ.. يم ، وإن ال.. pH له.. ذا  
المحلول سيكون :

$$pH = -\log 7.5 \times 10^{-3} = 2.12$$

مث.. ال :

احسب ال.. pH لمحلول م.. نظم في.. ه  $[H_2PO_4^-] = 0.3$  و  $HPO_4 = 0.1$

مولاري .

ال.. ل :

إن معادلة ثابت التأيين الوحيدة التي تحتوي على كل من هذين الأيونين هي  
معادلة ال..  $K_2$  نحصل على :

$$K_2 = \frac{0.1 \times (H^+)}{0.30} = 6.2 \times 10^{-8}$$

$$[H^+] = \frac{0.3 \times 6.2 \times 10^{-8}}{0.1} = 1.86 \times 10^{-7}$$

$$pH = -\log 1.86 \times 10^{-7} = 6.72$$

فإذا ما وجد تركيزان متساويان من  $[H_2PO_4^-]$  ،  $[HPO_4^-]$  ف.. المحلول عندئذ.. ذ  
يكون :  $[H^+] = 6.2 \times 10^{-8}$  وتكون  $pH = 7.21$  .

ويمكن حساب pH لمحلول منظم يحتوي على  $HPO_4^-$  ،  $PO_4^{3-}$  ب.. صورة  
مشابهة بتطبيق معادلة ثابت التأيين الثالث  $K_3$  .

مث.. ال :

احسب ال.. pH لمحلول منظم يحتوي على 0.5 مولاري من حامض السكسينك  
( $H_2C_4H_4O_4$ ) و 0.6 مولاري من سكسينات الصوديوم ( $NaHC_4H_4O_4$ ) ، إذا

علمت أن ثابت تأين حامض السكسينك الأول هو  $K_1 = 6.4 \times 10^{-5}$  .

الـ . ل :

بالتعويض في معادلة الـ  $K_1$  يكون عندنا :

$$K_1 = \frac{[H^+][HC_4H_4O_4^-]}{[H_2C_4H_4O_4]} = \frac{(H^+) \times 0.6}{0.5} = 6.4 \times 10^{-5}$$

$$5.34 \times 10^{-5} = \frac{0.5}{0.6} \times 5.34 \times 10^{-5} = [H^+] \therefore$$

$$4.27 = 5.34 - 5 = 5.34 \times 10^{-5} \text{ لو} \therefore \text{pH} = - \text{لو}$$

\* \* \*

## "الأسئلة"

1- ( أ ) ما هـ... و pH المحلـول الذي يكـون فيه تركيز أيـون الهيدروجين  $2.8 \times 10^{-3}$  مولاري هل المحلول حامضي أم قاعدي ؟

( ب ) ما هو تركيز أيون الهيدروجين للمحلـول الذي يكـون الـ . . . pOH فيه 4.17 ؟ هل المحلول حامضي أو قاعدي ؟

2- احسب الـ . pH والـ . pOH لكل من الحالات الآتية :

( أ ) محلـول تركيز أيـون الهيدروجين فيه . . . ساوي  $6.5 \times 10^{-3}$  جرام - أيون/لتر .

( ب ) محلـول تركيز أيـون الهيدروكسيل فيه . . . ساوي  $6.5 \times 10^{-3}$  جرام - أيون / لتر .

( ج ) محلـول تركيز أيـون الهيدروجين فيه . . . ساوي 0.5 جرام - أيون / لتر .

( د ) محلـول تركيز أيـون الهيدروكسيل فيه . . . ساوي 0.005 جرام - أيون / لتر .

3- احسب أيون الهيدروجين، وتركيز أيون الهيدروكسيل في كل من المحاليل الآتية:

( أ ) محلـول حامضي الـ . pH له = 3.5 .

( ب ) محلـول قاعدي الـ . pH له = 8.5 .

( ج ) محلـول حامضي الـ . pOH له = 11.8 .

( د ) محلـول قاعدي الـ . pOH له = 3.8 .

4- احسب الـ . pH والـ . pOH لكل من المحاليل الآتية :

( أ ) هيدروكسيد الصوديوم 0.0001 عياري .

( ب ) هيدروكسيد البوتاسيوم 0.005 جزئي ( مولاري ) .

( ج ) هيدروكسيد الصوديوم 0.00002 مولاري .

- 5- ما هي الـ pOH والـ pH لمحلول هيدروكسيد الأمونيوم عياريته 0.1 ؟ علماً بأن تفكك هذه القاعدة في درجة حرارة 25°م يساوي  $1.8 \times 10^{-5}$  .
- 6- هل الفرق بين قيمتي pH 8.7 هو نفسه بين قيمتي 4.3 ؟
- 7- هل الفرق بين قيمتي pH 8.5 هو نفسه بين قيمتي 14.11 ؟
- 8- محلول لحامض الهيدروكلوريك تركيزه 0.015 مولاري أخذ مذبه 50 م.ل، وأضيف إليها 100 مل ماء مقطر . ما التغير الذي طرأ على قيمة الـ pH للمحلول ؟
- 9- محلول من هيدروكسيد الصوديوم حضر بإذابة 0.04 جرام في 10 لتر اح.سب الـ pH لهذا المحلول، وبين التغير في الـ pH إذا أخذ 100 م.ل من ه.ذا المحلول، وخفف إلى 150 مل بالماء المقطر .
- 10- احسب الـ pH لمحلول 0.02 جزئي من حامض الخليك ، علماً بـ أن ثابت تأين الحامض في درجة حرارة 25°م يساوي  $1.8 \times 10^{-5}$  .
- 11- حضر محلول من هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.0001 مولاري أضيف إلى لتر من هذا المحلول 0.01 جزئي من هيدروكسيد الصوديوم . احسب الـ pH للمحلول الجديد .
- 12- حضر محلول حامض الهيدروكلوريك بأخذ 1 مل من ح.امض عياريته 10 وخفف إلى 10 لتر بالماء المقطر . أخذ نصف لتر من محط.ول الح.امض، وأضيف إليه 0.01 جزئي من هيدروكسيد الصوديوم . احسب الـ pH للمحلول الجديد .
- 13- احسب الـ pH لمحلول منظم يتكون من ح.امض الفورميك وفورمات الصوديوم بتركيز متساوي من كل منهما ( 0.1 جزئي ) إذا علمت بأن ثابت تأين حامض الفورميك =  $2 \times 10^{-4}$  في درجة حرارة 25°م .
- 14- ما عدد الجرامات من خلاص البوتاسيوم اللازم إضافة إلى لتر من حامض الخليك 0.2 جزئي لكي نحصل على محلول منظم الـ pH له تساوي 4.6 ؟ إذا علمنا بأن ثابت تفكك حامض الخليك =  $1.8 \times 10^{-5}$  في درجة حرارة 25°م .

15- احسب الـ pH لمحلول ملح خلات الأمونيوم عيارتيه 0.2 . علما بأن ثابت تـأين حامض الخليك =  $1.85 \times 10^{-5}$  ، وثابت تـأين هيدروكسيد الأمونيوم  $7.5 \times 10^{-5}$  =

16- احسب الـ pH لمحلول 0.2 عياري لبنزوات الصوديوم ، علما بـ أن ثابت التـأين لحامض البنزويك =  $6.4 \times 10^{-5}$  .

17- ما ثابت التحلل المائي والـ pH لمحلول 0.5 عياري من خلات البوتاسيوم إذا كان ثابت تـأين حامض الخليك =  $1.8 \times 10^{-5}$  .

18- أضيف 100 مل من حامض الهيدروكلوريك 0.1 عياري إلى 100 م.ل م.ن هيدروكسيد الأمونيوم 0.1 N فتكون ملح كلوريد الأمونيوم .

19- احسب الـ pH لمحلول منظم يتكون من 0.5 جزيئ د.امض الخليك و0.5 جزيئ خلات البوتاسيوم، وآخر يتكون من 0.15 جزيئ حامض الخليك و0.5 جزيئ خلات البوتاسيوم ، علما بأن ثابت تـأين حامض الخليك في 25°م =  $1.8 \times 10^{-5}$  .

20- ما نسبة الملح إلـى الد.امض اللازمـة لتـد.ضير مط.ول م.نظم م.ن محاليل 0.5 ذ.لات الـ صوديوم، ود.امض الخليك بحيد.ث يك.ون الـ pH = 4.8 ،  $K_a = 1.85 \times 10^{-5}$  ؟

21- م.ا الـ pH للمط.ول الذ.اتج م.ن خط.ط حجم.ين مت.ساويين م.ن حامض الفورميك وهيدروكسيد البوتاسيوم كل منهما عيارتيه = 0.2 ؟ علما بأن  $K_a = 2 \times 10^{-4}$  .

22- احسب تركيز أيون الهيدروجين لمحلول الملح الناتج م.ن تفاع.ل حجم.ين متساويين من د.امض الخليك ، وهيدروكسيد الصوديوم عيارتيه 0.1 م.ل م.نهما = 0.1 إذا كان  $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$  .

\* \* \*