ملخص في مادة الكيمياء للصف الثاني عشر

(المحاليل المنظمة)

تفكير علمي !

- من المعروف أن كريات الدم الحمراء تحمل الغذاء الممتص والذي قد يحتوي على مواد حمضية حينا ومواد قاعدية حينا أخر إلا أن الرقم الهيدروجيني للدم يبقى ثابت (في حدود7.4) ولا يتغير

ما سبب ذلك في اعتقادك ؟

- غذاءنا المحتوي على كميات من الاحماض المختلفة لا يمكن أن ترفع من حموضة المعدة فيظل تركيز الحمض بها ثابت تقريبا (0.1 مول / لتر)

ما سبب ذلك في اعتقادك ؟

- تعمل الانزيمات داخل اجسامنا عند رقم هيدروجيني ثابت وقد يتعطل عملها إذا حدث أي تغير ،

كيف يمكن المحافظة على ثبات رقمها الهيدروجيني داخل الجسم ؟

السبب

أن التفكير في سبب ثبات الرقم الهيدروجيني في جميع الامثلة السابقة يقودنا إلى معرفة ما يسمى **بالمحلول المنظم** وهو المحلول الذي يتكون من :

- حمض ضعيف وقاعدته المرافقة (مصدر القاعدة المرافقة الملح المحتوي على القاعدة المرافقة) وهذا مثل حمض الإستيك (CH_3COOH) وملح اسيتات الصوديوم (CH_3COONa)

- وقد يتكون المحلول المنظم من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق (مصدر الحمض المرافق الملح الذي يحوي هذا الحمض المرافق) مثل الأمونيا (NH_3) و (NH_4Cl)

وتكمن فائدة المحلول المنظم في أنه يقاوم التغير المفاجئ في قيمة الرقم الهيدروجيني عند إضافة كمية قليلة من الحمض أو القاعدة القوية مثل (HCl) (NaOH)

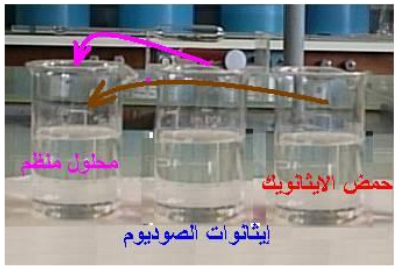
ملاحظة : (يسمى كل من القاعدة المرافقة (CH3COO-) التي قد تنتج من الحمض الضعيف والملح ، والحمض المرافق (NH_4+) الذي قد ينتج من القاعدة الضعيفة والملح باسم الايون المشترك وذلك كما تم دراسته سابقا)

نتيجة

من خلال المعلومات السابقة حول تعريف المحلول المنظم يمكن أن نقسم المحاليل المنظمة إلى نوعين :

- المحلول المنظم الحمضي -المحلول المنظم القاعدي

المحلول الحمضي



يتكون من :

حمض ضعيف وقاعدته المرافقة

مثل :

(CH3COOH و CH3COONa)

(HCN و NaCN)

(HClO و KClO)

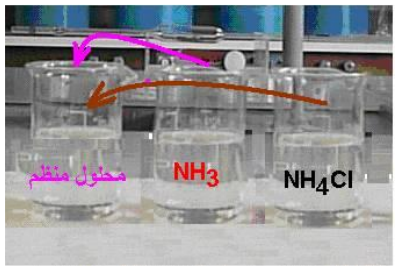
معادلة تأين الحمض الضعيف :

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

مقارنة

ما تأثير إضافة حمض قوي إلى المحلول المنظم ؟

المحلول القاعدي



يتكون من :

قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق

مثل :

(NH4Cl و NH3)

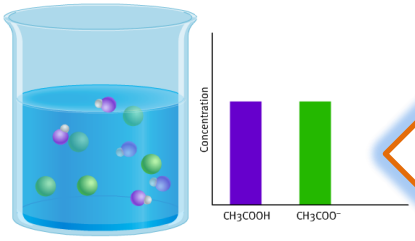
معادلة تأين القاعدة الضعيفة :

$NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

بالنسبة للمحلول الحمضي

١

نفترض أن لدينا محلول منظم

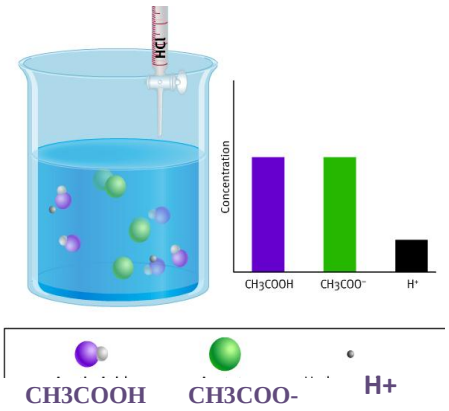


يكون تركيز الحمض وأيون الاسيتات متساوي في البداية وذلك كما موضح بالكأس والمنحنى المقابل

أيون الأسيتات	حمض الاستيك
CH3COO	CH3COOH

بالنسبة للمحلول الحمضي

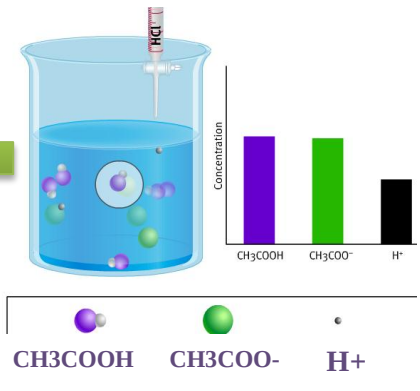
٢ إضافة حمض HCl



يزيد تركيز H+

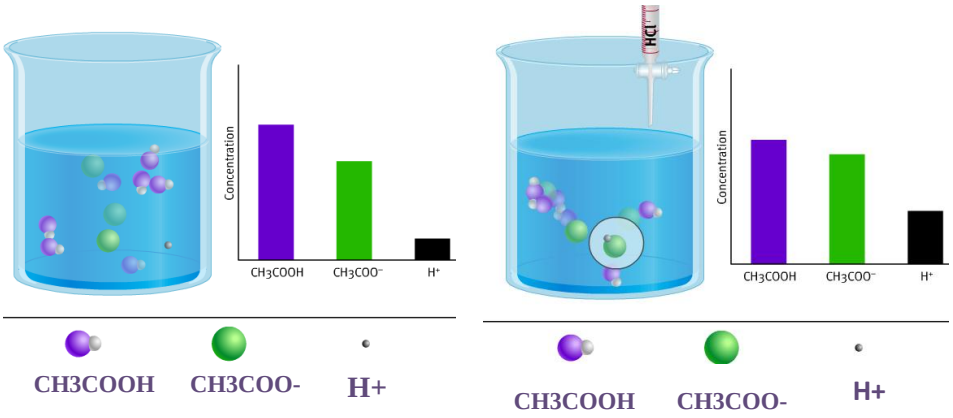
الزيادة من أيونات H+ تبدأ بالتفاعل مع أيون CH3COO-

نتيجة التفاعل السابق بين الأيونات يؤدي لسير التفاعل باتجاه اليسار وتكوين كمية زائدة من CH3COOH



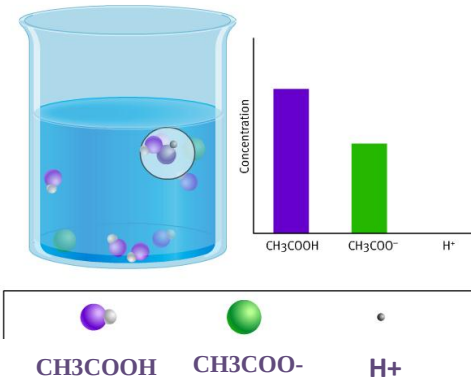
CH3COOH ===CH3COO- + H+

٣



يؤدي ذلك إلى استهلاك H+ فيقل ، وتقل القاعدة المرافقة CH3COO- نتيجة تفاعلها مع H+ ويزيد تركيز الحمض CH3COOH

٤



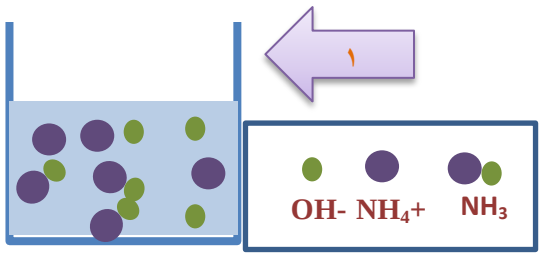
كون القاعدة المرافقة CH3COO- تقل بنفس مقدار الزيادة لحمض CH3COOH لذلك يبقى المقدار

$\frac{[CH3COOH]}{[CH3COO-]}$ تقريبا ثابت ووفقا لقانون التأين $Ka = \frac{[CH3COO-][H+]}{[CH3COOH}$ يصبح تركيز H+

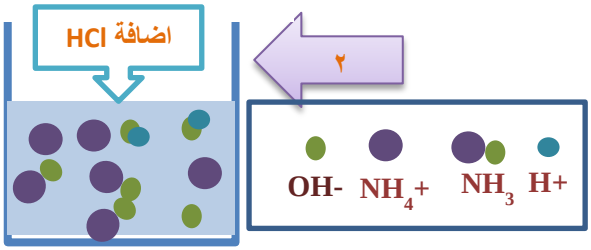
$[H+] = \frac{[CH3COOH]Ka}{[CH3COOH-]}$ وحيث Ka مقدار ثابت إذا بهذا سيكون [H+] أيضا مقدارا ثابتا لذلك لن يتغير مقدار PH إلا بنسبة بسيطة جدا وهذا ما يفسر عمل المحلول المنظم في أنه يقاوم التغير المفاجئ بالرقم الهيدروجيني

ما تأثير إضافة حمض قوي إلى المحلول المنظم ؟

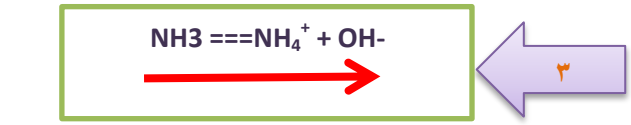
بالنسبة للمحلول الحمضي



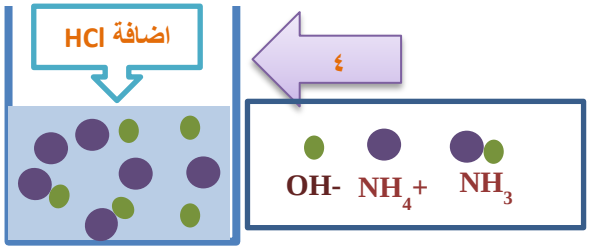
محلول الأمونيا (NH3) متفكك إلى ايوني NH_4+ و OH- ويكون تركيز القاعدة مساوية لتركيز الحمض المرافق



إضافة حمض (HCl) إلى المحلول المنظم يؤدي إلى تكون أيونات (H+) وهذا الأيون بدوره سيتحد مع أيون (OH-) الموجود بالمحلول فيتكون الماء وبذلك سيقل تركيز (OH-)



بسبب نقصان أيون الهيدروكسيد وذلك نتيجة اتحاده مع ايون الهيدروجين الموجب الناتج من الحمض المضاف ووفقا لقاعدة لوتشتلية سيتجه التفاعل ناحية اليمين .



نتيجة اتجاه التفاعل ناحية اليمين سيقل تركيز (NH_3) ويزيد تركيز (NH_4+) بنفس المقدار ونتيجة تفكك القاعدة سينتج ايضا (OH-) .

٥

كون الحمض المرافق NH_4+ تزيد نسبته بنفس مقدار النقص للقاعدة NH_3 لذلك يبقى المقدار $\frac{[NH3]}{NH4+}$ تقريبا ثابت ووفقا لقانون التأين $Kb = \frac{[NH4+][OH-]}{[NH3]}$ وبمان Kb مقدار ثابت إذا سيصبح تركيز OH- وفقا للعلاقة $[OH-] = \frac{[NH3]Kb}{[NH4+]}$ مقدار ثابت وبهذا لن يتغير مقدار PH إلا بنسبة بسيطة جدا

<u>وهذا ما يفسر عمل المحلول المنظم في أنه يقاوم التغير المفاجئ بالرقم الهيدروجيني</u>

نتيجة

استنادا على المعلومات السابقة يمكن تفسير ثبات الرقم الهيدروجيني عند إضافة قاعدة قوية (NaOH) لكل من المحلول المنظم الحمضي والقاعدي

<u>وفي الأسفل سيتم عمل تلخيص ما يحدث في كلا المحلولين على شكل مقارنة .</u>

المحلول الحمضي

المحلول القاعدي

مقارنة

ما تأثير إضافة حمض قوي إلى المحلول المنظم ؟

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

سير التفاعل

$NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

سير التفاعل

[الأيون المشترك]	[الحمض الضعيف]	[H+]	PH	طبيعة المحلول
يقل ويساوي تركيزه القادم من الملح - [H+] المضاف	يزيد ويساوي تركيزه القادم من الملح + [H+] المضاف	يظل ثابت تقريبا	يظل ثابت تقريبا وقد يحدث تغير ولكن بنسبة قليلة جدا	يظل المحلول محلولا حمضيا

[الأيون المشترك]	[القاعدة الضعيفة]	[OH-]	PH	طبيعة المحلول
يزيد ويساوي تركيزه القادم من الملح + [H+] المضاف	يقل ويساوي تركيزه القادم من الملح - [H+] المضاف	يظل ثابت تقريبا	يظل ثابت تقريبا وقد يحدث تغير ولكن بنسبة قليلة جدا	يظل المحلول محلولا قاعديا

مقارنة

ما تأثير إضافة قاعدة قوية إلى المحلول المنظم ؟

$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$

سير التفاعل

$NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

سير التفاعل

[الأيون المشترك]	[الحمض الضعيف]	[H+]	PH	طبيعة المحلول
يزيد ويساوي تركيزه القادم من الملح + [H+] المضاف	يقل ويساوي تركيزه القادم من الملح - [H+] المضاف	يظل ثابت تقريبا	يظل ثابت تقريبا وقد يحدث تغير ولكن بنسبة قليلة جدا	يظل المحلول محلولا حمضيا

[الأيون المشترك]	[القاعدة الضعيفة]	[OH-]	PH	طبيعة المحلول
يقل ويساوي تركيزه القادم من الملح - [H+] المضاف	يزيد ويساوي تركيزه القادم من الملح + [H+] المضاف	يظل ثابت تقريبا	يظل ثابت تقريبا وقد يحدث تغير ولكن بنسبة قليلة جدا	يظل المحلول محلولا قاعديا

ومن أجل التحقق من المعلومات السابقة سنطبق التمرين الاتي وهو الخاص بحسابات الرقم الهيدروجيني للمحاليل المنظمة

تمرين تطبيقي

محلول منظم يتكون من الحمض (HCOOH) والملح (HCOONa)تركيز كل منهما (0.5 مول / لتر) أوجد :

أ- قيمة PH للمحلول (علما بأن $Ka=1.8\times10^{-4}$)

ب- قيمة PH للمحلول عند إضافة (0.1 مول / لتر) من حمض HCl إلى لتر من المحلول

الجواب

أ- $HCOOH \rightleftharpoons HCOO^- + H^+$ معادلة تأين الحمض

لحساب الرقم الهيدروجيني نستخدم قانون ثابت التأين :

$$Ka = \frac{[HCOO-][H+]}{[HCOOH]}$$

علما بأن : [HCOO-] = تركيز الملح = 0.5 مول / لتر

[HCOOH] = تركيزه الابتدائي = 0.5 مول / لتر

بالتطبيق بالقانون :

$$[H+] = \frac{Ka[HCOOH]}{[HCOO-]}$$

$[H+] = 1.8\times10^{-4}$ mol/L

PH=-log[H+]

= 3.74

ب-

لحساب الرقم الهيدروجيني نستخدم قانون ثابت التأين :

$$Ka = \frac{[HCOO-][H+]}{[HCOOH]}$$

علما بأن : [HCOO-] = تركيز الملح - [H+] المضاف = (0.5 - 0.1) = 0.4 مول / لتر

[HCOOH] = تركيزه الابتدائي + [H+] المضاف = (0.5 + 0.1) = 0.6 مول / لتر

بالتطبيق بالقانون :

$$[H+] = \frac{Ka[HCOOH]}{[HCOO-]}$$

$[H+] = 2.7\times10^{-4}$ mol/L

PH=-log[H+]

= 3.57

نتيجة

عند المقارنة بين الرقم الهيدروجيني في " أ " للمحلول الاساسي و " ب " عن اضافة كمية من الحمض القوي سنجد أن الفارق صغير جدا بحيث لا يتجاوز 0.2 وهذا ما يفسر عمل المحلول المنظم :