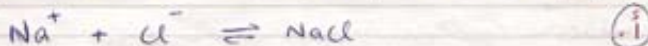


تفاعل الحموض والقواعد والأملاح المبريدية المحاللة

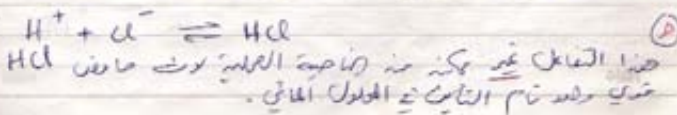
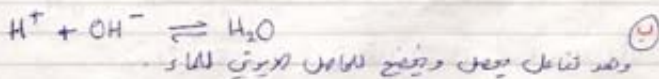
إن التفاعل المباشرة للاملاح المبريدية بتركيزها ذات تأثير معادل ذاتاً، أي إن الملح المالح لا يتفاعل مع الحمض أو القاعد. لتوضيح ذلك نذكر التفاعل بين تفاعل الحموض والقواعد والتي تؤدي إلى تكوين محاليل مائنة بالأملاح والتي منه الخاصية الطبيعية، أي مواد الكهليلية مبريدية ناتجة التأيين.

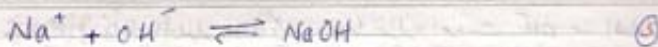
1. تفاعلات حامض قوي مع قاعدة مبريدية:

مثال تفاعل حامض HCl مع NaOH. يصير المحلول على اسم أيونات هي H^+ , OH^- , Cl^- , Na^+ . تتكون منه هذا التفاعل ملح كلوريد الصوديوم. لذا هناك اسم التفاعلات بوقاد هذه التفاعلات مع بغير ذلك تؤدي إلى تراكبات غير ضابطة. وهذه التفاعلات هي:



هذا التفاعل غير ممكن منه الخاصية المبريدية لأن NaCl الكهليلية قوي أي هو مركب أيوني مساو كأنه في حالته المبريدية النقية أم في المحلول المائي.

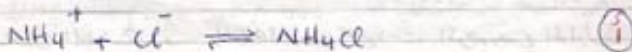




هنا غير ممكنة أيضاً لنفس السبب في حالة NaCl ومجموعة هذه التفاعلات كمرجع مصدر اعداد متساوية من ايون H^+ و OH^- ونها يكون المحلول متعادلاً حيث الملح الناتج عند التفاعل لا يتخلل مائياً ولذلك يكون الرقم الحمضي بفرجه عن نقطة التعادل مساوية (7)

2- تفاعل حامض قوي مع قاعدة ضعيفة:

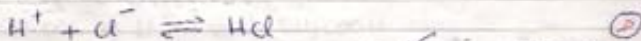
مثال تفاعل حامض HCl و NH_4OH
 هناك ايضاً أربع اعدادات الاقاربات التي يجب ان يكون



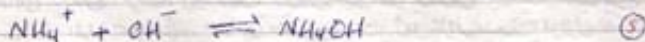
هنا التفاعل غير ممكنة من الناحية الكمية لانه NH_4Cl الكتروليت قوي معين فان ارجحة في حالته الضعيفة ريثا المحلول المتأين



وهذا التفاعل يكون وينفخ الحامض قوي في الماء



وهو تفاعل غير ممكنة



وهو تفاعل ممكنة من الناحية الكمية لانه NH_4OH قاعدة ضعيفة

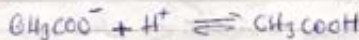
وتسأ عن شيئاً في المحلول المائي، وبهذا تترال ايونات OH^- من المحلول
بشيء NH_4OH غير المتأين. وصعدت تسأ عن كمية اصبانية من الماء
للتقريب عن ايونات OH^- المراتبة وكذلك لوضع الاحتفاظ بالقيمت
الناتجة للمحلول لايونيه الماء.

ومصولة هذه الملاحظات بعد التحلل المائي للملح الناتج عن التبادل
مصدر بروتون من H^+ عن حساب ايونات OH^- ولذا فالسأمة
الماء للمحلول ماضياً، وبجاء لذلك مستوي الرقم الهيدروجيني أقل
منه (4) $\leftarrow \text{pH} < 7$

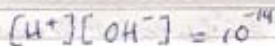
3. تفاعل حاصل ضعيف مع تامة حموية

حامض الخليق و NaOH ، كايونات الموصوق في المحلول
 $\text{OH}^- / \text{H}^+ / \text{CH}_3\text{COO}^- / \text{Na}^+$

لا تتحرك كايونات $\text{CH}_3\text{COO}^- / \text{Na}^+$ كما لا تتحرك كايونات $\text{OH}^- / \text{Na}^+$
وذلك كمية الملح الناتج والتعاقب كما نمت عن التفاعل كما
التأين في المحلول المائي.



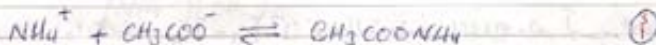
التفاعل يجعل لضعف الحامض المتكسر هو حامض ضعيف ويتأين
تسأ في المحلول المائي. لذا ماتت ايونات H^+ تترال من المحلول لتستقر
في تكوين الحامض CH_3COOH دائماً غير المتأين. سيأين المزيد من
الماء للتقريب عن ايونات H^+ المراتبة وذلك لوضع الاحتفاظ على التوازن



ومصنعة هنا هو القليل المائي للملح الناتج عنه التفاعل وهو صوديوم بيكربونات
من ايونات OH^- على حساب ايونات H^+ لذا فالنتيجة تغير الرقم
المعدلي قاعدية $pH > 7$

(4) تفاعل حامض ضعيف مع تانوسه القوي:

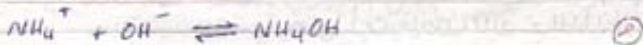
حامض الخليك وهو رتبة الاربعة . الامتزازات في ا



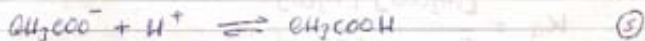
هنا التفاعل غير ممكنة نظريا لعدم وجود الالكتروليت في التانوس في المخلوط المائي



التفاعل بين رتبة ويطبق للمعادل الاربعة للماء .



التفاعل بين رتبة لتكوينه قاعدية ضعيفة . وينتج تانوس ايونات OH^- من
المخلول لتكوينه NH_4OH ضعيفة غير متجانسة .



التفاعل بين رتبة لتكوينه احمضية ضعيفة . وينتج تانوس ايونات H^+ من
المخلول لتكوينه CH_3COOH ضعيفة غير متجانسة .

في هذين التانوس تفاعل رتبة من الماد المتفاعلين عند الايونات H^+ و OH^-
المزائين خلال التانوس وتنتج عن التانوس المتجانسة للمعادل الاربعة للماء .

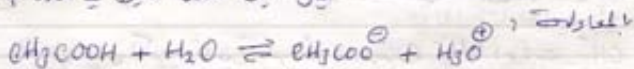
ليس عند الضرورة دائماً انه تتركز البروتونات H^+ و OH^- بنفس المقدار اذ ان زيادة احداهما على الاخر يعتمد على درجة تأين الحمض الضعيف المتضمن والمادة الصلبة المتضمنة والتي تتحكم بالتركيز النهائي $[H^+]$ و $[OH^-]$

إذا كان $K_a > K_b$ يصبح $[H^+] > [OH^-]$ ويكونه تأين المحلول حامض $(pH < 7)$.

إذا كان $K_a < K_b$ يصبح $[H^+] < [OH^-]$ ويكونه تأين المحلول قاعدي $(pH > 7)$.

أما إذا كان $K_a = K_b$ كما في حالة حمض الخليك والبيروكسيد الهيدروجيني فهذه حالتان تكونان صويتاً للمحلول ويكونان متساويين عند $pH = 7$ أي تركيز H^+ و OH^- متساويين كما يجعل تأين المحلول متعادلاً.

تأين الحمض الضعيف
 ميل تأين حمض الخليك في المحلول المائي



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

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

وبعض كتب الماء فصل عليه باسمه

تفاعل تأين الماء العذب المبرمج



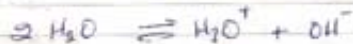
$$K = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3][\text{H}_2\text{O}]}$$

صلى تركيز الماء كمية ثابتة

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

المعادلة الأيونية للماء

توازن تأييدية التصفين الكهربائي المذابة للماء النقي لا تظل
فرجة تظل ثابتة من حيث تركيزاتها الأيونية H^+ و OH^-



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

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

دلت التجارب التحليلية التي أجريتها في تركيز أيون H^+ و OH^- دليل
مباشرة بتركيز الماء. أي يمكن اعتبار تركيز الماء ثابتاً .

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

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$K_w = [H^+]^2 \Rightarrow [H^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$$

المقياس pH

في التطبيقات العملية نستخدم تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ بوحدة
مول/لتر بدلاً من النسبة المئوية للعدد 10-12 لأن العدد
بالرقم pH الذي يرتبط بالتركيز $[H^+]$ بواسطة

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

أمثلة

a) $[H^+] = 1 \text{ mol/L}$

$$pH = -\log(1) = 0$$

b) $[H^+] = 0.1 \text{ mol/L}$

$$pH = -\log(0.1) = 1$$

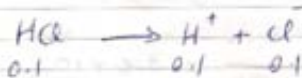


$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 1 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log(1 \times 10^{-12}) = 12$$

القلم الكهربائي



في الماء

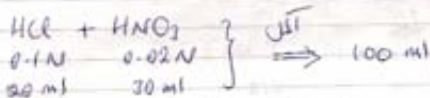
$$\text{pH} = -\log(0.1) = 1$$



$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1 \times 10^{-2}) = 2$$

$$\text{pH} = 14 - 2 = 12$$

× في طاقته اجهته - طاقته ا(طاقته ا



$$\text{Total meq} = \text{meq. HCl} + \text{meq. HNO}_3$$

$$\text{Total meq} = 0.1 \times 20 + 0.02 \times 30$$

$$= 2 + 0.6 = 2.6$$

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{total meq}}{\text{الحجم الكلي}} = \frac{2.6}{100} = 2.6 \times 10^{-2}$$

$$\text{pH} = -\log(2.6 \times 10^{-2}) = 1.6$$

① إذا كانت المواد المضافة متساوية يستخدم الباقين
المخل

$$[\text{H}^+] = \frac{\text{مجموع وحدات التفاعل}}{\text{الحجم الكلي}}$$

3) الكتابة وعل المسائل يجب اتباع الخطوات التالية :

1- كتابة المعادلة المتوازنة

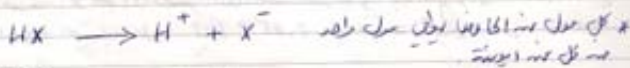
2- حساب الكميات للمواد السائلة والصلبة

3- من خلال ذلك يمكن معرفة الماء المتبقية واستخراج pH لها

الأمثلة المحسرة جيني للمعادن القوية والقواعد القوية :

المعادن القوية والقواعد القوية تامة التأيين في المحلول المائي

مثال : حمض الهادي المتعدي تركيزه 0.2 مولاري



$$[H^+] = 0.2 \text{ mole/l} \Rightarrow pH = 0.7$$

مثال : حمض ثنائي القاعدة تركيزه 0.05 مولاري :



كل مول من الحمض يعطي مولين من الأيونات المتعادلة

$$[H^+] = 2 \times 0.05 = 0.1 \text{ mole/l}$$

$$pH = 1$$

→ مسائل عامة ←

* اوجد pH و pOH لحلول (البرنوم) تركيزه 0.01 مول/لتر
وتأثيره 125

$$[\text{OH}^-] = 0.01 \times \frac{125}{1000} = 1.25 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 2.9$$

$$\text{pH} = 14 - 2.9 = 11.1$$

* اوجد الالات الكافية المتبقية من 2.5g KOH
لحلل بتركيبة عن 0.01 M HCl في 100 ml

$$\text{meq. HCl} = N \times V = 0.01 \times 100 = 1 \text{ meq}$$

$$\text{meq. KOH} = \frac{Wt}{\text{Mwt}} \times 1000 = \frac{2.5 \times 1000}{56} = 44 \text{ meq.}$$

$$44 - 1 = 43 \text{ meq. of base}$$

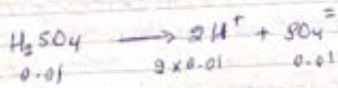
$$\text{mole of KOH} = \frac{43}{100} = 0.43 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 0.37$$

$$\text{meq} = N \times V$$

$$\text{pH} = 13.6 \quad \text{or} \quad \text{meq} = \frac{Wt}{\text{eq. wt}} \times 1000$$

* pH حساب کے لیے 0.01 مولیٰ H_2SO_4 کے 0.96 لیٹر میں



$$0.02 \times \frac{96}{100} = 192 \times 10^{-4}$$

$$pH = 1.72$$

* 0.3F NH_4Cl کے pH حساب



$$K_a = \frac{K_w}{K_b} = \frac{x^2}{0.2}$$

$$= \frac{10^{-14}}{1.86 \times 10^{-5}} = \frac{x^2}{0.2}$$

$$x = 1.04 \times 10^{-5}$$

$$pH = 4.98$$

* ملاحظہ کریں کہ اس میں NH_4Cl کے 0.3F کے ساتھ ساتھ H_2O کی مقدار بھی زیادہ ہے۔
 اس لیے اس میں NH_4Cl کے 0.3F کے ساتھ ساتھ H_2O کی مقدار بھی زیادہ ہے۔
 اس لیے اس میں NH_4Cl کے 0.3F کے ساتھ ساتھ H_2O کی مقدار بھی زیادہ ہے۔

x اما اذا كانت تركيزه الخافض قليل جداً فيجب ان يؤخذ تركيز المبرمج
الناتج منه ثابت الماء .

x مثال: 1×10^{-8} مولاري

اصعب تسمية pH لحلول حامض احماسي اللامدة تركيزه 1×10^{-8} مولاري

في مثل هذه الحالة لا يمكن اطلاق تركيز المبرمج الناتج منه ثابت الماء .

نفسه ان تركيز $[H^+]$ الناتج منه ثابت الماء = x

$$x = [OH^-]$$

التركيز الذي لا يبرهن المبرمج

$$[H^+] = [x + (1 \times 10^{-8})] \text{ mole/L}$$

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

$$x(x + 10^{-8}) = 10^{-14}$$

$$x^2 + 10^{-8}x - 10^{-14} = 0$$

$$x = 0.95 \times 10^{-7}$$

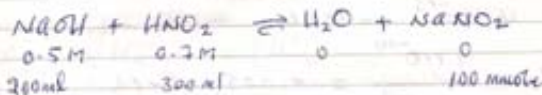
$$[H^+] = (0.95 \times 10^{-7}) + 10^{-8} \\ = 1.05 \times 10^{-7}$$

في التركيب الكلي لا يبرهن المبرمج

$$pH = 6.978$$

* مثال:

ما هي قيمة pH لمحلول حمض النتريك 300 مل من حمض النتريك تركيزه 0.7 مولار
 مع 200 مل من هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.5 مولار
 4.5×10^{-4} = ثابت تفكك الحمض

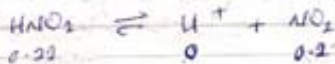


$$\text{meq. NaOH} = 0.5 \times 200 = 100 \text{ mmole}$$

$$\text{meq. HNO}_2 = 0.7 \times 300 = 210 \text{ mmole}$$

$$210 - 100 = 110 \text{ mmole HNO}_2 \text{ المتبقي}$$

$$\frac{110}{200+300} = 0.22 \text{ M } [\text{HNO}_2]$$



$$0.22$$

$$0$$

$$0.2$$

$$0.22 - x$$

$$x$$

$$0.2 + x$$

$$K_a = \frac{x(0.2+x)}{0.22-x}$$

* يتغير تركيز المتوازن المتبقي
 من الحمض على حسب التفاعل
 تركيز H^+ الناتج من الحمض

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{0.2x + x^2}{0.22} \Rightarrow x = [\text{H}^+] = 6 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 3.3$$

سؤال ١
 اكتب المذكرة الملائمة لقاعدة صوية $B(OH)_2$ اذا $pH = 12.4$
 المبرر وجوب المحلول يساوي 12.4
 $pH = 12.4$

$$[H^+] = 4 \times 10^{-13} \text{ mole/l}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-13}} = 0.025 \text{ mole/l}$$

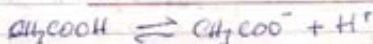


$$[B(OH)_2] = \frac{0.025}{2} = 0.0125 \text{ mole/l}$$

* الرتم المبرر وجوب المحلول المصنوع والقواعد المصنوع:

المحلول المصنوع والقواعد المصنوع تتساوى جزئياً في المحلول المائي
 ويمكننا معرفة نسبة $[H^+]$ أو pH للمركب حامض ضعيف عن معرفة
 تركيزه الابتدائي جزئياً أو كلياً.

* كيفية حساب كمالية الحامض المبرر والقواعد المصنوع:



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

عند التوازن

نفسها انت تركيز الما عن
 $x = H^+$

$$K_a = \frac{(x)(x)}{(c-x)} = \frac{x^2}{c}$$

$$[x] = \sqrt{K_a \cdot c} = [H^+]$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot c}$$

مثال 1

مثال 1
 pH لحلول مائون المليون تركيزه (1×10^{-3}) فورمالي
 $1 \times 10^{-5} = K_a$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot c} = \sqrt{1 \times 10^{-5} \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-4}$$

$$pH = -\log([H^+]) = -\log 10^{-4} = 4$$

مثال 1

مثال 2
 pH مائون تركيزه مائون المليون تركيزه ايون الهيدروكسيد
 $pH = 4.4$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 4.4 = 9.6$$

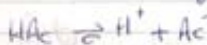
$$[H^+] = 3.9 \times 10^{-5} \quad [OH^-] = 2.5 \times 10^{-10}$$

* النسبة المئوية للتأين :

تتأثر المؤاوض الضعيف - والقواعد الضعيف - جزئياً في المحلول المائي
 لتعرف درجة التأين نسبة مقدار الجزء المتأين من المادة الأيونية
 الضعيفة إلى التركيز الابتدائي لها. أما النسبة المئوية للتأين تعطى بنسبة
 النسبة المئوية في 100

* تزداد درجة التأين بزيادة تخفيف المحلول *

مثال : اصل النسبة المئوية لتفكك الحموض الضعيف $K_a = 1.8 \times 10^{-5}$
 إذا كانت تركيزه الاصل $0.01 M$



$$K_a = \frac{[H^+][Ac^-]}{[HAc]} \Rightarrow [H^+] = \sqrt{K_a \cdot C}$$

$$= \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.01} = 4.2 \times 10^{-4}$$

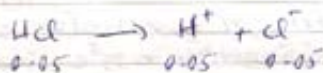
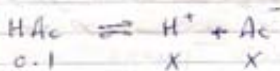
$$pH = 3.37$$

النسبة المئوية

$$\% = \frac{4.2 \times 10^{-4}}{10^{-2}} \times 100$$

$$= 4.2 \%$$

مثال: احسب درجة تأين حمض الخليق في
 $1.8 \times 10^{-5} = K_a$ في
 0.1 M HAc : أ
 0.05 M HCl + 0.1 M HAc : ب
 0.01 M HAc : ج



H^+ من HCl يتفاعل مع Ac^- ويكوّن HAc

$$K_a = \frac{x^2}{0.1 - x}$$

$$x = \sqrt{K_a \cdot C} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.34 \times 10^{-3}$$

$$K_a = \frac{(x)(x + 0.05)}{(0.1 - x)}$$

$$\therefore \% \text{ Dissociation} = \frac{1.34 \times 10^{-3}}{0.1} \times 100 = 1.34\%$$

$$\% \text{ } = \frac{0.424 \times 10^{-1}}{0.01} \times 100 = 4.24\%$$

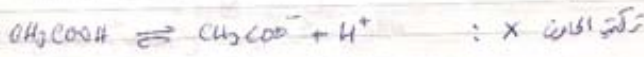
* النسبة المئوية لتأين حامض الخليك 1.34٪ في 0.1 M

* النسبة المئوية لتأين حامض الخليك 4.3٪ في 0.01 M

← وبمثل السبب انه بانزيد انخفاض المولود تقريبا في حوض
اتحاد البرونات مع بعضه لتكوين الجزيئات بلعاطة

مثال 1

احصيا التكملة المولود الحامض الخليك الذي يتحلل بنسبة 1.34٪
في درجة حرارة 25°C علما ان ثابت التكملة يساوي 1.8×10^{-5}



$$[\text{H}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{1.34}{100} (X) = 0.0134X$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = (X - 0.0134X)$$

تركبة الحامض المتبقية

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.0134X)(0.0134X)}{(X - 0.0134X)}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(0.0134X)^2}{X} = \frac{1.7956 \times 10^{-4} X^2}{X}$$

$$X = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{1.7956 \times 10^{-4}} = 0.1$$