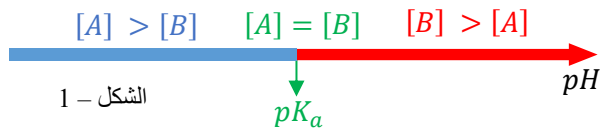


في هذا الدرس يجب أن أعرف :

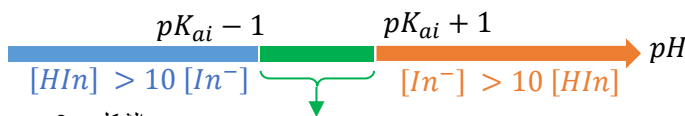
- 1 - أن تحليل حمض ضعيف أو أساس ضعيف في الماء يؤدي إلى توازن كيميائي يمكن التحكم فيه بعوامل خارجية .
- 2 - أن ثابت الحموضة يميز ثنائية أساس / حمض سواء حللنا حمضا أو أساسا أو ملحا في الماء .
- 3 - أن التوازن حمض - أساس يختل بتغيير pH المحلول ، وأن تغيير الـ pH يكون بإضافة شوارد الهيدروكسيد أو شوارد الهيدرونيوم للمحلول .
- 4 - أنه بواسطة ثابت الحموضة K_a أو pK_a يمكن أن نقارن بين قوتي حمضين ضعيفين أو أساسين ضعيفين بغض النظر عن تركيزيهما الموليين ، بشرط أن يكونا في نفس درجة الحرارة .
- 5 - أن مخطط مجال التغلب يحدّد فقط مجالات الـ pH يكون فيها أحد الأفراد الكيميائية في الثنائية متغلبا ، أما مخطط توزيع الصفة الغالبة فيعطينا من أجل كل قيمة للـ pH النسبة المئوية لكل فرد كيميائي في ثنائية في المحلول المائي .
- 6 - أن للكاشف الملون ثنائية أساس/حمض ، وأن لوني الصفة الأساسية والصفة الحمضية مختلفان .
- 7 - أن مجالات تغيير ألوان الكواشف تُعطى لنا في الامتحانات .

ملخص الدرس

- 1 - التوازن حمض - أساس $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$ هو محلّ وجود ثنائيتين ، هما H_3O^+/H_2O و HA/A^- نعرّف ثابت الحموضة للثنائية HA/A^- : $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f}$ ، نعرّف pK_a لثنائية أساس / حمض بـ $pK_a = -\text{Log } K_a$
- 2 - العلاقة بين pH المحلول و pK_a الثنائية HA/A^- هي $pH = pK_a + \text{Log } \frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$
- 3 - مقارنة قوتي حمضين ضعيفين : الحمض الذي تتميز ثنائيته بـ K_a الأكبر هو الحمض الأقوى ، أي بـ pK_a الأصغر .
- 4 - مقارنة قوتي أساسين ضعيفين : الأساس الذي تتميز ثنائيته بـ K_a الأصغر هو الأساس الأقوى ، أي بـ pK_a الأكبر .
- 5 - مخطط مجالات تغلب الأفراد الكيميائية :



في ثنائية أساس / حمض (A/B) ، حيث B هي الصفة الأساسية و A هي الصفة الحمضية يكون مخطط مجالات التغلب كما في الشكل - 1 :



6 - مجال تغيير لون كاشف ملون :

يتغير لون الكاشف الملون حسب pH المحلول الذي يوجد فيه .

فإذا رمزنا للثنائية الخاصة بالكاشف HIn/In^- ، يكون مجال تغيير لون الكاشف

كما في الشكل - 2 :

7 - مخطط توزيع الصفة في ثنائية :

عبارة عن تمثيل النسبتين المئويتين للفردين الكيميائيين في ثنائية بدلالة pH

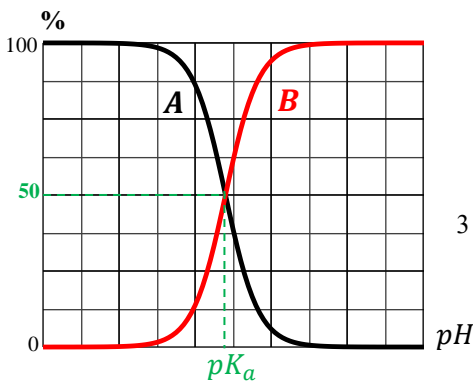
المحلول . من أجل الثنائية أساس / حمض A/B يكون مخطط توزيع الصفة

كما في الشكل - 3 .

8 - الثنائيتان الخاصتان بالماء :

في حالة الماء أساس H_3O^+/H_2O $pK_a = 0$

في حالة الماء حمض H_2O/HO^- $pK_a = 14$



1 - ثابت الحموضة K_a :

إن التوازن الكيميائي الذي يوافق الثنائيتين HA/A^- و H_3O^+/H_2O يُعبّر عنه بالمعادلة الكيميائية : $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$.
 نسمّي ثابت الحموضة K_a لثنائية HA/A^- الثابت : $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f}$ ، حيث $[H_3O^+]_f$ ، $[A^-]_f$ ، $[HA]_f$ هي التراكيز المولية عند حالة توازن الجملة الكيميائية .

• بالنسبة للثنائية CH_3COOH/CH_3COO^- ، يُكتب ثابت الحموضة : $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$.
 عندما نحلّل حمض الاثانويك في الماء يحدث التوازن : $CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$.
 ثابت التوازن K المقرون بهذا التفاعل هو $K = \frac{[H_3O^+]_f [CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$. نلاحظ أن $K = K_a$.

ثابت الحموضة هو نفسه ثابت التوازن عندما نحلّل حمضاً ضعيفاً في الماء

• بالنسبة للثنائية NH_4^+/NH_3 ، يُكتب ثابت الحموضة $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f}$ ،
 عندما نحلّل غاز النشادر في الماء يحدث التوازن : $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$.
 ثابت التوازن المقرون بهذا التفاعل هو $K = \frac{[NH_4^+]_f [HO^-]_f}{[NH_3]_f}$.
 نلاحظ أن $K_a \times K = \frac{[H_3O^+]_f [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f} \times \frac{[NH_4^+]_f [HO^-]_f}{[NH_3]_f} = [H_3O^+]_f \times [HO^-]_f = K_e$.

عندما نحلّل أساساً ضعيفاً في الماء ، فإن $K_a \times K = K_e$

نعرّف pK_a بـ $pK_a = -\text{Log } K_a$ ، لدينا $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f}$ ، وبإدخال اللوغاريتم العشري على الطرفين :

$$\text{Log } K_a = \text{Log} \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f} = \text{Log}[H_3O^+] + \text{Log} \frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

$$pH = pK_a + \text{Log} \frac{[A^-]_f}{[HA]_f} \quad \text{، وبالتالي} \quad -pK_a = -pH + \text{Log} \frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$$

2 - بالنسبة للماء :

إذا كان الماء أساساً ، فإن الثنائية أساس / حمض هي H_3O^+/H_2O ، ويكون بذلك $K_a = \frac{[H_3O^+]_f}{[H_3O^+]_f} = 1$ ، $pK_a = -\text{Log } K_a = 0$ ،
 إذا كان الماء حمضاً ، فإن الثنائية أساس / حمض هي H_2O/HO^- ، ويكون بذلك $K_a = [H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14}$ ، ومنه $pK_a = -\text{Log } K_a = 14$.

$$pK_a(H_2O/HO^-) = 14 \quad ، \quad pK_a(H_3O^+/H_2O) = 0$$

3 - خصائص ثابت الحموضة :

- قيمة كبيرة لثابت الحموضة تدل على أن الحمض يتقدم أكثر في تفاعله مع الماء .
 لاحظ مثلاً النسبة $K = \frac{[H_3O^+]_f [CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$ ، فلكي تكون قيمة K_a أكبر يجب أن يكون المقام أصغر والبسط أكبر .
 المقام أصغر : معناه كمية مادة الحمض الباقية قليلة أي أن هذا الحمض قد تشرد كثيراً .
 البسط أكبر : هذا منطقي لأن كلما تناقصت جزيئات الحمض تزايدت شوارد الهيدرونيوم وشوارد الإيثانوات في المحلول .
- قيمة كبيرة لثابت الحموضة تدل على أن الأساس لا يتقدم كثيراً في تفاعله مع الماء .
 لاحظ مثلاً النسبة $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f}$ ، فلكي تكون قيمة K_a أكبر يجب أن يكون المقام أصغر والبسط أكبر .
 المقام أصغر : معناه كمية مادة الحمض المرافق للأساس قليلة أي أن هذا الأساس قليل التشرد في الماء .
 البسط أكبر : معناه أن كمية مادة الأساس NH_3 كثيرة ، وهي الباقية بدون تشرد .

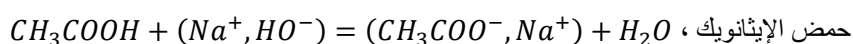
- من أجل حمضين ضعيفين تركيزاهما الموليان متساويان ، فإن الحمض المنتسب للتثائية ذات الـ K_a الأكبر هو الذي تكون من أجله النسبة النهائية للتقدم τ_f أكبر عند تفاعله مع الماء .

K_a	التثائية أساس / حمض	pK_a
1,0	H_3O^+/H_2O	0,0
$6,8 \times 10^{-4}$	HF/F^-	3,2
$1,6 \times 10^{-4}$	$HCOOH/HCOO^-$	3,8
$1,6 \times 10^{-5}$	CH_3COOH/CH_3COO^-	4,8
$6,3 \times 10^{-5}$	$C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$	4,2
$4,5 \times 10^{-7}$	$CO_2, H_2O/HCO_3^-$	6,4
$6,3 \times 10^{-10}$	NH_4^+/NH_3	9,2
$1,0 \times 10^{-14}$	H_2O/HO^-	14

- ثابت الحموضة يتعلّق بدرجة حرارة المحلول المائي .
 - ثابت الحموضة لا يتعلّق بكمية مادة الحمض المنحلّة في الماء .
- ملاحظة :** في طرح التمارين عادة نعتبر المحاليل المائية في الدرجة $25^\circ C$ ، وبالتالي قيم الـ K_a التي تُعطى توافق هذه الدرجة .
- لما نقول : ثابت الحموضة لحمض الميثانويك $K_a = 1,6 \times 10^{-4}$ نقصد الحمض المنتسب للتثائية $HCOOH/HCOO^-$ في درجة الحرارة $25^\circ C$.

4 - مخطّط مجالات التغلب :

يفيدنا هذا المخطّط في معرفة الأفراد المتغلبة من أجل كل قيمة لـ pH المحلول . فمثلا نضيف شيئا فشيئا محلول هيدروكسيد الصوديوم لمحلول



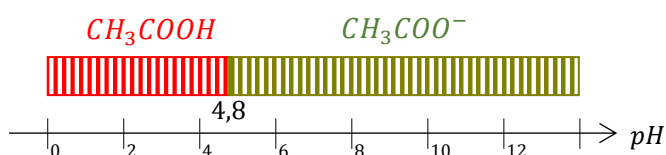
كلما أضفنا محلول هيدروكسيد الصوديوم يتناقص التركيز المولي للفرد CH_3COOH ويزداد التركيز المولي للفرد CH_3COO^- .

$$\text{لدينا العلاقة } \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 10^{pH-pK_a} \text{ ، ومنه } pH = pK_a + \text{Log} \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$$

- من أجل $pH = pK_a$ يكون $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 10^0 = 1$ ، أي أن $[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$

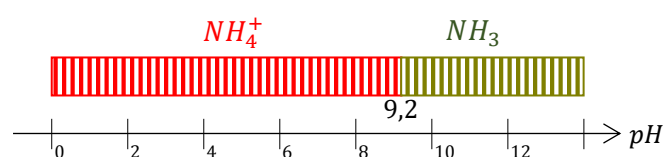
- من أجل $pH > pK_a$ يكون $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} > 1$ ، أي أن $[CH_3COO^-] > [CH_3COOH]$

- من أجل $pH < pK_a$ يكون $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} < 1$ ، أي أن $[CH_3COOH] > [CH_3COO^-]$



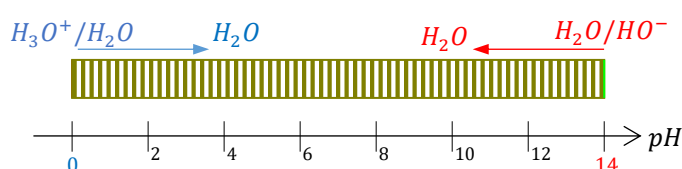
يكون مخطّط مجال التغلب للتثائية CH_3COOH/CH_3COO^-

كما يلي ، مع العلم أن $pK_a(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,8$.



يكون مخطّط مجال التغلب للتثائية NH_4^+/NH_3 كما يلي ، مع

العلم أن $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,2$.



ملاحظة : كيف نبيّن أن في المحاليل المائية يكون $0 < pH < 14$ ؟

لدينا : $pK_a(H_2O/HO^-) = 14$ و $pK_a(H_3O^+/H_2O) = 0$

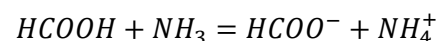
- من أجل التثائية (H_2O/HO^-) الحمض هو المتغلب (الماء بوفرة)

وبالتالي يكون $pH < 14$.

- من أجل التثائية (H_3O^+/H_2O) الأساس هو المتغلب (الماء بوفرة) ، وبالتالي يكون $pH > 0$.

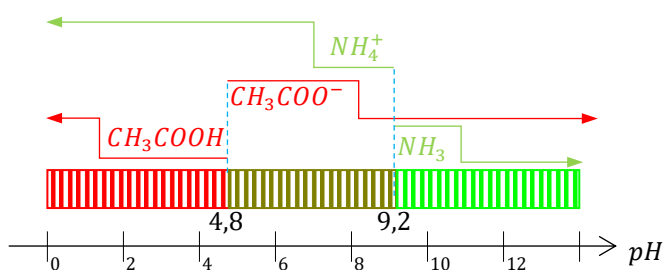
مخطّط مجالات التغلب لتثائيتين في محلول مائي :

نمزج مثلا محلولين مائيين لحمض الميثانويك والنشادر :



بين $pH = 4,8$ و $pH = 9,2$ لا يمكن أن يكون الفردان

CH_3COOH و NH_3 مهيمنين .

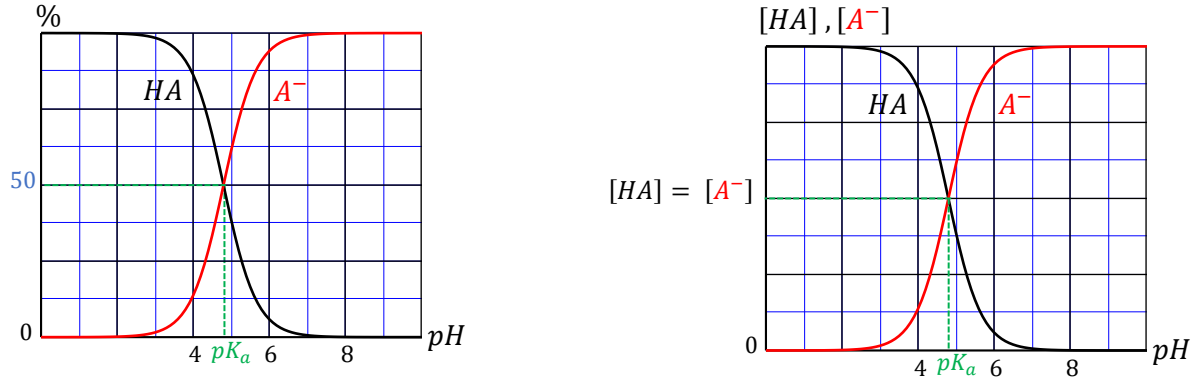


5 - مخطط توزيع الصفة الحمضية والأساسية في ثنائية :

في محلول مائي لحمض ضعيف أو أساس ضعيف يمكن متابعة تطور تركيزي الفردين الكيميائيين HA و A^- للثنائية HA/A^- بدلالة pH المحلول ، أو النسبتين المئويتين لتركيزي الفردين بدلالة pH المحلول .

النسب المئوية هي : $[HA]\% = \frac{[HA]}{C} \times 100$ ، $[A^-]\% = \frac{[A^-]}{C} \times 100$ حيث C هو التركيز المولي للحمض HA .

مثلا ندرس تغيّر تركيزي الإيثانوات وحمض الإيثانويك في محلول مائي لحمض الإيثانويك ، وذلك عند إضافة محلول مائي لأساس قوي مثل هيدروكسيد الصوديوم شيئاً فشيئاً .



6 - الكواشف الملونة :

الكواشف الملونة المستعملة في هذا المجال هي حموض أو أسس ضعيفة تتميز بالثنائية أساس / حمض HIn/In^- ، حيث لون الجزيء HIn يختلف عن لون الشاردة In^- (معناها : $Indicateur$) . الشاردة السالبة في الكاشف الملون عبارة عن شاردة ذات حجم كبير ، لهذا نعبر عنها في كل الكواشف بالرمز In^- .



عندما نضيف محلولاً حمضياً أو محلولاً أساسياً لكاشف ملون فإن إحدى الصفتين تتغلب على الأخرى ، فمثلاً أزرق البروموثيمول تتغلب الصفة الأساسية In^- (زرقة) عن الصفة الحمضية HIn (صفراء) في المحاليل الأساسية ، ويحدث العكس في المحاليل الحمضية .
عندما نقوم بتغيير pH محلول مائي فيه قطرات من كاشف ملون ، فإن الكاشف يمر من لون للون آخر خلال مجال لقيم الـ pH .
نسمي هذا المجال : **مجال تغيّر لون الكاشف** ، وعرضه يختلف من كاشف لآخر .
يمكن لعين سليمة أن تميز لون الصفة الأساسية In^- عن لون الصفة الحمضية HIn للكاشف إذا كان التركيز المولي لإحدهما عشر مرات أكبر من الأخرى .

نُقرن الثنائية HIn/In^- بثابت الحموضة $K_{ai} = \frac{[H_3O^+]_f [In^-]_f}{[HIn]_f}$ (نقصد بالحرف i : $indicateur$)

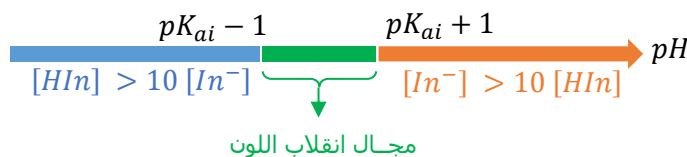
(1) $pH = pK_{ai} + \text{Log} \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f}$ يوجد الكاشف في محلول مائي له

نشاهد لون In^- إذا كان $\frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} > 10$ ، وبالتالي $\text{Log} \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} > 1$ ، وباستعمال العلاقة (1) : $pH - pK_{ai} > 1$

أي $pH > pK_{ai} + 1$

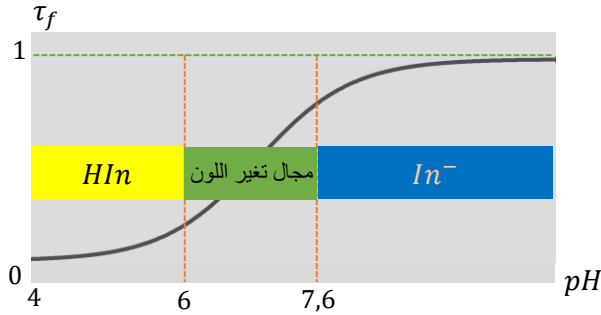
نشاهد لون HIn إذا كان $\frac{[HIn]_f}{[In^-]_f} > 10$ ، أي $\frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} < \frac{1}{10}$ ، وبالتالي $\text{Log} \frac{[In^-]_f}{[HIn]_f} < -1$ ، وباستعمال العلاقة (1) : $pH - pK_{ai} < -1$

أي $pH < pK_{ai} - 1$



ملاحظة : مخطط توزيع الصفة بالنسبة لكاشف ملون يكون مثل باقي الثنائيات أساس / حمض الأخرى .

تغير نسبة التقدم النهائي بدلالة الـ pH :



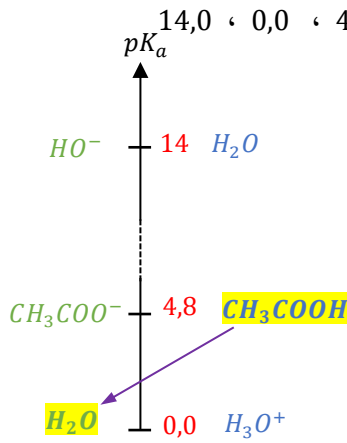
تزداد نسبة التقدم النهائي لنتشرد أزرق البروموتيمول عندما نغير pH المحلول الذي يتواجد فيه هذا الكاشف الملون ، حيث يكون اللون الأصفر هو المتغلب من أجل قيم الـ pH الأصغر من 6 ، واللون الأزرق يكون متغلباً من أجل قيم الـ pH الأكبر من 7,6 ، أما اللون ينقلب في المجال $[6 - 7,6]$ ، وهذا المجال هو مجال تغير لون أزرق البروموتيمول .

7 - التنبؤ بتفاعل ثنائيين في محلول مائي :

ليكن لدينا مثلاً محلول مائي لحمض الإيثانويك CH_3COOH . إن الثنائيات الموجودة في المحلول هي :

نرتب هذه الثنائيات مع قيم الـ pK_a الموافقة لها على محور نسميه محور الـ pK_a . نضع الحموض مثلاً على اليمين والأسس على اليسار للثنائيات الثلاث ، ونعلم أن القوة الحمضية تتناسب عكسياً مع الـ pK_a وأن القوة الأساسية تتناسب طرئاً مع الـ pK_a .

في هذا المزيج لدينا أقوى حمض موجود بكثرة هو حمض الإيثانويك CH_3COOH ، وأقوى أساس موجود بكثرة هو H_2O ، وبالتالي التفاعل يحدث بينهما .



أسئلة حول الدرس

ثابت الحموضة :

- 1 - اكتب معادلة التفاعل بين NH_4^+ والماء ، ثم اكتب عبارة ثابت الحموضة وعبارة ثابت التوازن . ما هي العلاقة بين الثابتين ؟
- 2 - اكتب معادلة التفاعل بين NH_3 والماء ، ثم اكتب عبارة ثابت التوازن وعبارة ثابت الحموضة . ما هي العلاقة بين الثابتين ؟
- 3 - حمضان ضعيفان HA_1 و HA_2 حيث ثابتا حموضة الثنائيين HA_1/A_1^- و HA_2/A_2^- هما على الترتيب K_{a1} ، K_{a2} حيث $K_{a1} > K_{a2}$. هذان الحمضان لهما نفس التركيز المولي C .
أ / ما هو الحمض الذي محلوله المائي له أصغر قيمة لـ pH ؟ علّل .
ب / من أجل $pH = 2,5$ ما هو الفرد المتغلب في الثنائية HA_1/A_1^- إذا كان $pK_{a1} = 3,8$ ؟
ج / جد علاقة بين K_a ، C ، τ_f حيث τ_f هي نسبة التقدم النهائي لتفاعل الحمض HA مع الماء .

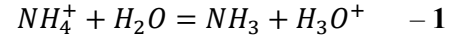
مجال التغلب :

- 1 - أ / اكتب معادلة تفاعل الإيثان أمين $C_2H_5NH_2$ مع الماء .
ب / إذا كانت كتلة الإيثان أمين المنحلة في لتر من المحلول $m = 0,45 g$ ، وأن pH هذا المحلول هو 11,3 .
- احسب الـ pK_a الثنائية $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$
- مثل مخطط مجالات التغلب لفردية هذه الثنائية .
2 - أ / اكتب معادلة تفاعل حمض البروبانويك C_2H_5COOH مع الماء .
ب / إذا كانت كتلة حمض البروبانويك المنحلة في لتر من المحلول $m = 74 mg$ ، وأن pH هذا المحلول هو 3,95 .
- احسب الـ pK_a الثنائية $C_2H_5COOH/C_2H_5COO^-$
- مثل مخطط مجالات التغلب لفردية هذه الثنائية .
 $M(C_2H_5NH_2) = 45 g/mol$
 $M(C_2H_5COOH) = 74 g/mol$

ابحث في المراجع عن 3 كواشف ملونة أساس / حمض ، وارسم مخططات مجالات تغير ألوانها .

الأجوبة

ثابت الحموضة :



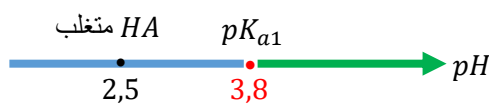
ثابت الحموضة هو $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f}$ ، وثابت التوازن هو نفسه ، أي $K = \frac{[H_3O^+]_f [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f}$



ثابت الحموضة هو $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f}$ ، وثابت التوازن هو $K = \frac{[HO^-]_f [NH_4^+]_f}{[NH_3]_f}$. نلاحظ أن $K \times K_a = K_e$

3 - أ / ثابت الحموضة الأكبر يوافق النسبة النهائية للتقدم الأكبر (نفس التركيز المولي) ، ولدينا $\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}$ ، هذا يعني $[H_3O^+]_f$ أكبر ، ولدينا $pH = -\text{Log}[H_3O^+]_f$ ، إذن الـ pH الأصغر .

ب / ولدينا $2,5 < 3,8$ ، أي pH المحلول أقل من pK_{a1} الثانية ، وبالتالي المتغلب هو HA .

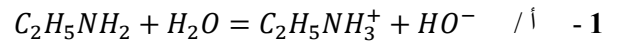


(ج) ولدينا $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f}$ ، مع العلم أن $[H_3O^+]_f \approx [A^-]_f$ ، ومنه $K_a = \frac{[H_3O^+]_f^2}{[HA]_f}$ (1)

ولدينا $\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}$ ، ومنه $[H_3O^+]_f = \tau_f \times C$ ، ولدينا كذلك $[HA]_f = C - [H_3O^+]_f$

$$K_a = \frac{\tau_f^2 \times C^2}{C - \tau_f \times C} = \frac{\tau_f^2 \times C}{1 - \tau_f} \quad \text{نجد (1) العلاقة في}$$

مجال التغلب :



$$(1) \quad pK_a = pH - \text{Log} \frac{[C_2H_5NH_2]_f}{[C_2H_5NH_3^+]_f} \quad / \text{ ب}$$

التركيز المولي للأساس $C = \frac{m}{MV} = \frac{0,45}{45 \times 1} = 1,0 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$

ولدينا $[H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-11,3} = 5,0 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$ ، وبالتالي $[OH^-]_f = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]_f} = 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$

من جدول التقدّم :

$C_2H_5NH_2$	+	H_2O	=	$C_2H_5NH_3^+$	+	HO^-
CV		/		0		0
CV - x		/		x		x
CV - x _f		/		x _f		x _f

$$[C_2H_5NH_3^+]_f = \frac{x_f}{V} = [HO^-]_f = 2,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

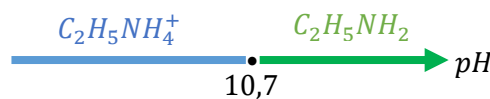
$$n(C_2H_5NH_2) = CV - x_f \quad \text{أي}$$

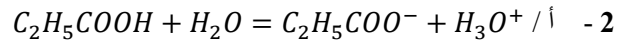
$$[C_2H_5NH_2]_f \times V = CV - x_f \quad \text{وبالتالي :}$$

$$[C_2H_5NH_2]_f = C - \frac{x_f}{V} = C - [OH^-]_f = 10^{-2} - 2 \times 10^{-2} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$pK_a = 11,3 - \text{Log} \frac{8 \times 10^{-3}}{2 \times 10^{-3}} = 11,3 - \text{Log} 4 \approx 10,7 \quad (1) \quad \text{العلاقة في}$$

مخطط مجالات التغلب :





$$(2) \quad pK_a = pH - \text{Log} \frac{[C_2H_5COO^-]_f}{[C_2H_5COOH]_f} \quad / \text{ب}$$

$$C = \frac{m}{MV} = \frac{0,074}{74 \times 1} = 1,0 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \quad \text{التركيز المولي لحمض البروبانويك هو}$$

$$[H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 10^{-3,95} = 1,1 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \quad \text{ولدينا}$$

من جدول التقدّم :

C_2H_5COOH	+	H_2O	=	$C_2H_5COO^-$	+	H_3O^+
CV		/		0		0
$CV - x$		/		x		x
$CV - x_f$		/		x_f		x_f

$$n(C_2H_5COOH) = CV - x_f \quad \text{وبالتالي}$$

$$[C_2H_5COOH]_f \times V = CV - x_f$$

$$[C_2H_5COOH]_f = C - \frac{x_f}{V} = C - [H_3O^+]_f$$

$$[C_2H_5COOH]_f = 1 \times 10^{-3} - 1,1 \times 10^{-4} = 8,9 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pK_a = 3,95 - \text{Log} \frac{1,1 \times 10^{-4}}{8,9 \times 10^{-4}} \approx 4,9 \quad (2) \quad \text{بالتعويض في العلاقة}$$

مخطط مجالات التغلب :

