

في هذا الدرس يجب أن أعرف:

- 1- أن تفاعل حمض ضعيف أو أساس ضعيف مع الماء يؤدي إلى توازن كيميائي يمكن التحكم فيه بعوامل خارجية.
- 2- أن ثابت الحموضة يميّز ثنائية أساس / حمض سواء كان في الماء حمض أو أساس أو ملح.
- 3- أن التوازن حمض - أساس يختل بتغيير pH المحلول ، وأن تغيير 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 تركيزهما الموليين، بشرط أن يكونا في نفس درجة الحرارة.
- 5- أن مخطط مجال التغلب بالنسبة لثنائية يحدّد مجال pH الذي يكون فيه أحد الأفراد الكيميائية في الثنائية متغلبا.
- 6- أن الكاشف الملون يميّز ثنائية أساس / حمض ، وأن لوني الصفة الأساسية والصفة الحمضية مختلفان.
- 7- أن التطور التلقائي لتفاعل كيميائي يحدث بدون تأثير خارجي.
- 8- أن التفاعل في جملة كيميائية يتطور في الجهة التي تؤدي إلى $Q_r = K$.
- 9- أن الجملة لما تكون متوازنة وتتأثر بمؤثر خارجي، فإنها تتطور في جهة معينة لتتوازن من جديد.

ملخص الدرس

1- التوازن حمض - أساس $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$ هو محلّ وجود ثنائيين، هما H_3O^+/H_2O و HA/A^-

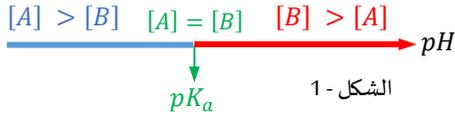
نعرف ثابت الحموضة لثنائية HA/A^- : $K_a = \frac{[H_3O^+]_f \times [A^-]_f}{[HA]_f}$ ، نعرف لثنائية أساس / حمض $pK_a = -\log K_a$

2- العلاقة بين pH المحلول و pK_a الثنائية HA/A^- هي $pH = pK_a + \log \frac{[A^-]_f}{[HA]_f}$

3- مقارنة قوتي حمضين ضعيفين: الحمض الذي تميّز ثنائيته بـ K_a الأكبر هو الحمض الأقوى، أي بـ pK_a الأصغر.

4- مقارنة قوتي أساسين ضعيفين: الأساس الذي تميّز 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 لثنائية الخاصة بالكاشف HIn/In^- ، يكون مجال تغيير لون الكاشف كما في الشكل - 2 :

8- الثنائيتان الخاصتان بالماء: حالة الماء أساس (H_3O^+/H_2O) ، $pK_a = 0$ ، وحالة الماء حمض (H_2O/HO^-) ، $pK_a = 14$

الدرس

1- ثابت الحموضة K_a :

إن التوازن الكيميائي الذي يوافق الثنائيين HA/A^- و H_3O^+/H_2O يُعبّر عنه بالمعادلة الكيميائية: $HA + H_2O = H_3O^+ + A^-$.

نسمي 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 لثنائية CH_3COOH/CH_3COO^- ، يكتب ثابت الحموضة: $K_a = \frac{[H_3O^+]_f \times [CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$

عندما يتفاعل حمض الاثانويك مع الماء يحدث التوازن: $CH_3COOH + H_2O = CH_3COO^- + H_3O^+$

ثابت التوازن K المقرون بهذا التفاعل هو $K = \frac{[H_3O^+]_f \times [CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$. نلاحظ أن $K = K_a$

ثابت الحموضة هو نفسه ثابت التوازن عند تفاعل حمض ضعيف مع الماء

• بالنسبة للثنائية NH_4^+/NH_3 ، يكتب ثابت الحموضة $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f}$

عندما يتفاعل غاز النشادر مع الماء يحدث التوازن: $NH_3 + H_2O = NH_4^+ + HO^-$

ثابت التوازن المقرون بهذا التفاعل هو $K = \frac{[NH_4^+]_f \times [HO^-]_f}{[NH_3]_f}$

نلاحظ أن $K_a \times K = \frac{[H_3O^+]_f \times [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f} \times \frac{[NH_4^+]_f \times [HO^-]_f}{[NH_3]_f} = [H_3O^+]_f \times [HO^-]_f = K_e$

عندما يتفاعل أساس ضعيف مع الماء، فإن $K_a \times K = K_e$

نعرف $pK_a = -\text{Log } K_a$ بـ $pK_a = -\text{Log } K_a$

لدينا $K_a = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[HA]_f}$ ، ويأخذ اللوغاريتم العشري على الطرفين:

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

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

بالنسبة للماء:

إذا كان الماء أساسا، 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 حمضا، فإن الثنائية أساس / حمض هي H_2O/HO^- ، ويكون بذلك $K_a = [H_3O^+] \times [HO^-] = 10^{-14}$

ومنه $pK_a = -\text{Log } K_a = 14$ ، $pK_a(H_2O/HO^-) = 14$ ، $pK_a(H_3O^+/H_2O) = 0$

2 - خصائص ثابت الحموضة:

• قيمة كبيرة لثابت الحموضة تدل على أن الحمض يتقدم أكثر في تفاعله مع الماء.

لاحظ مثلا 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 كثيرا.

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 كثيرا في تفاعله مع الماء.

لاحظ مثلا النسبة $K_a = \frac{[H_3O^+]_f \times [NH_3]_f}{[NH_4^+]_f}$ ، 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 تركيزهما الموليان متساويان، فإن الحمض المنتسب للثنائية ذات الـ K_a الأكبر هو الذي تكون من أجله النسبة النهائية للتقدم τ_f أكبر عند تفاعله مع الماء.

• ثابت الحموضة يتعلّق بدرجة حرارة المحلول المائي.

• ثابت الحموضة لا يتعلّق بكمية مادة الحمض المنحلّة في الماء.

ملاحظة: في طرح التارين 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 للثنائية $HCOOH/HCOO^-$ في درجة الحرارة $25^{\circ}C$.

قيم K_a و pK_a لبعض الثنائيات أساس / حمض في محاليل مائية درجة حرارتها $25^{\circ}C$:

$6,3 \times 10^{-5}$	$C_6H_5COOH/C_6H_5COO^-$	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

K_a	الثنائية 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

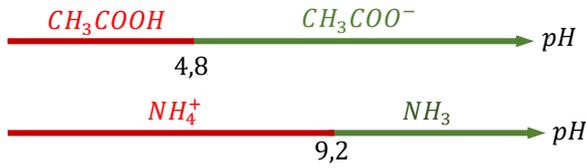
3 - مخطط مجالات التغلب:

يفيدنا هذا المخطط في معرفة الأفراد المتغلبة من أجل كل قيمة لـ pH المحلول. فمثلا نضيف شيئا فشيئا محلول هيدروكسيد الصوديوم لمحلول حمض الإيثانويك، $CH_3COOH + (Na^+, HO^-) = (CH_3COO^-, Na^+) + H_2O$ ، كلما أضفنا محلول هيدروكسيد الصوديوم يتناقص التركيز المولي للفرد CH_3COOH ويزداد التركيز المولي للفرد CH_3COO^- . لدينا العلاقة $pH = pK_a + \text{Log} \frac{[CH_3COO^-]_f}{[CH_3COOH]_f}$ ، ومنه $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 10^{pH-pK_a}$ (يمكن الاستغناء عن الدليل f في عبارة K)

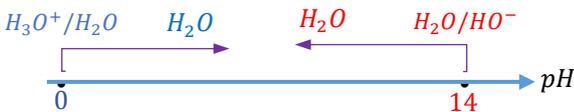
- من أجل $pH = pK_a$ يكون $\frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = 10^0 = 1$ ، أي أن $[CH_3COOH] = [CH_3COO^-]$

- 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 مخطط مجال التغلب للثنائية CH_3COOH/CH_3COO^- كما يلي: مع العلم أن $pK_a(CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,8$. يكون مخطط مجال التغلب للثنائية NH_4^+/NH_3 كما يلي، مع العلم أن $pK_a(NH_4^+/NH_3) = 9,2$.

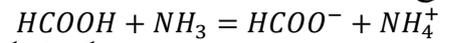


ملاحظة: كيف نبين أن في المحاليل المائية يكون $0 < pH < 14$ ؟ لدينا: $pK_a(H_2O/HO^-) = 14$ و $pK_a(H_3O^+/H_2O) = 0$ - من أجل الثنائية (H_2O/HO^-) الحمض هو المتغلب (الماء بوفرة) وبالتالي يكون $pH < 14$.

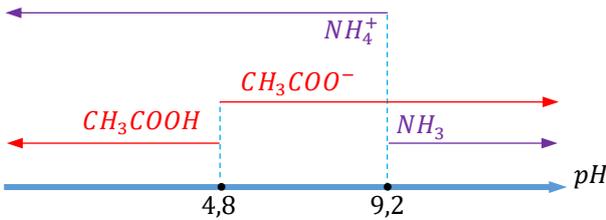
- من أجل الثنائية (H_3O^+/H_2O) الأساس هو المتغلب (الماء بوفرة)، وبالتالي يكون $pH > 0$.

مخطط مجالات التغلب لثنائيتين في محلول مائي:

نمزج مثلا محلولين مائين لحمض الميثانويك والنشادر:



بين $pH = 4,8$ و $pH = 9,2$ لا يمكن أن يكون الفردان CH_3COOH و NH_3 مهيمنين .



4- 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 نعبّر عنها في كل الكواشف بالرمز In^- .
عندما نضيف محلولاً حمضياً أو محلولاً أساسياً لكاشف ملون فإن إحدى الصفتين تتغلب على الأخرى، فمثلاً أزرق البروموتيمول 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 لآخر خلال مجال لقيم الـ pH . نسّمى هذا المجال: **مجال تغيير لون الكاشف**، وعرضه يختلف من كاشف لآخر.

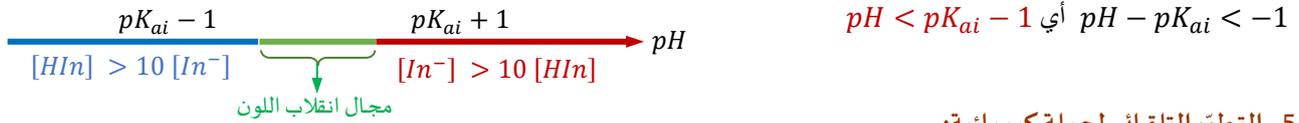
يمكن لعين سليمة أن تميز لون الصفة الأساسية In^- عن لون الصفة الحمضية HIn للكاشف إذا كان التركيز المولي لإحدهما عشر مرات أكبر من الأخرى.

تُقرن الثنائية HIn/In^- بثابت الحموضة $K_{ai} = \frac{[H_3O^+]_f \times [In^-]_f}{[HIn]_f}$ (تقصد بالحرف i : *indicator*)

(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):



5- التطور التلقائي لجملة كيميائية:

1-7 التنبؤ بتطور جملة كيميائية: كيف يتغير كسر التفاعل Q_r بدلالة التقدم x ؟

في التفاعل بين حمض الإيثانويك وميثانوات الصوديوم CH_3COOH و $(HCOO^-, Na^+)$ ، شاردة الصوديوم غير فعالة.



كسر التفاعل هو $Q_r = \frac{[CH_3COO^-][HCOOH]}{[CH_3COOH][HCOO^-]}$

حتى لا نفقد الثقة في الكيمياء

في الحقيقة عبارة كسر التفاعل $\alpha A + \beta B = \gamma C + \lambda D$ هي $Q_r = \frac{(a_C)^\gamma (a_D)^\lambda}{(a_A)^\alpha (a_B)^\beta}$

نسعى a_x نشاط الفرد الكيميائي X ، وهو مقدار بدون وحدة، وهذا النشاط يساوي تقريبا التركيز المولي $[X]$ للفرد الكيميائي X إذا كان المحلول ممددا كثيرا. بالنسبة للأجسام الصلبة يكون $a = 1$ (وليس التركيز المولي هو الذي يساوي 1)، ونفس الشيء بالنسبة للماء عندما يكون حالاً. أنت لست مطالباً بهذا

نشئ جدول التقدم للتفاعل (1)، حيث لدينا الأفراد الكيميائية الأربعة: CH_3COOH ، $HCOO^-$ ، CH_3COO^- ، $HCOOH$

كلها في نفس الحجم V الذي يمثل حجم المزيج المتفاعل، وبالتالي:

$CH_3COOH + HCOO^- = CH_3COO^- + HCOOH$			
n_1	n_2	0	0
$n_1 - x$	$n_2 - x$	x	x
$n_1 - x_f$	$n_2 - x_f$	x_f	x_f

$Q_r = \frac{\frac{n(CH_3COO^-)}{V} \times \frac{n(HCOOH)}{V}}{\frac{n(CH_3COOH)}{V} \times \frac{n(HCOO^-)}{V}} = \frac{n(CH_3COO^-) \times n(HCOOH)}{n(CH_3COOH) \times n(HCOO^-)}$

من جدول التقدم لدينا عند اللحظة t :

$$n(\text{HCOO}^-) = n_2 - x \quad , \quad n(\text{CH}_3\text{COOH}) = n_1 - x$$

$$n(\text{HCOOH}) = x \quad , \quad n(\text{CH}_3\text{COO}^-) = x$$

وبالتالي كسر التفاعل هو $Q_r = \frac{x^2}{(n_1-x)(n_2-x)}$ ، أما عند نهاية التفاعل يكون $Q_{rf} = \frac{x_f^2}{(n_1-x_f)(n_2-x_f)}$

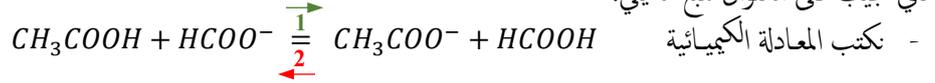
2-7 كيف يتطور التفاعل عندما نمزج متفاعلات مع نواتجها؟

الفرد الكيميائي	CH_3COOH	HCOO^-	CH_3COO^-	HCOOH
كمية المادة	1 mol	1 mol	1 mol	1 mol

نشكل المزيج في الجدول المقابل:

في أية جهة يتطور التفاعل؟

لكي نجيب على السؤال ننبع ما يلي:



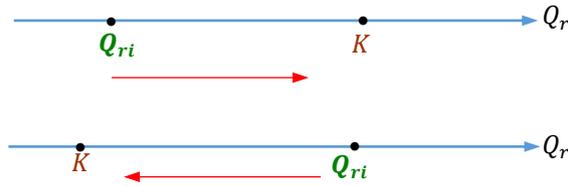
نسمي الجهة (1) الجهة المباشرة للتفاعل ، أي الجهة (يسار - يمين) الموافقة للشكل الذي كتبنا به المعادلة (يمكنك أن تكتب المعادلة بالشكل العكسي وتسمي الجهة (1) الجهة المباشرة كذلك) ، لكن إذا أعطيت لك المعادلة مكتوبة يجب تسمية الجهة (يسار - يمين) بالجهة المباشرة. لا ننسى أن ثابت التوازن الموافقة للجهة 1 هو مقلوب ثابت التوازن للجهة 2.

$$(1) \quad Q_{ri} = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{HCOOH}]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{HCOO}^-]} = \frac{1 \times 1}{1 \times 1} = 1$$

- نحسب كسر التفاعل الابتدائي: $Q_{ri} = 1$

- نحسب ثابت التوازن لهذا التفاعل بالإبقاء على نفس جهة التفاعل التي حسبنا من أجلها كسر التفاعل الابتدائي. اختصارا للوقت يُعطى ثابت التوازن لهذا التفاعل في الدرجة 25°C $K = 0,1$ (سنرى هذا في التمارين)

توصلنا إلى أن $Q_{ri} > K$ ، وبالتالي يجب أن يشرع Q_{ri} في التناقص لحظة تشكيل المزيج ، ومن أجل هذا يجب أن يزداد المقام وينقص البسط في العبارة (1) ، إذن يجب أن تزداد كميته HCOO^- و CH_3COOH وتنقص كميته HCOOH و CH_3COO^- وبالتالي يتطور التفاعل في الجهة (2) (أي الجهة غير المباشرة).



الخلاصة

إذا كان $Q_{ri} < K$ ، فإن الجملة تتطور في الجهة المباشرة

إذا كان $Q_{ri} > K$ ، فإن الجملة تتطور في الجهة غير المباشرة

إذا كان $Q_{ri} = K$ ، فإن الجملة لا تتطور ، أي تكون في حالة التوازن

أسئلة حول الدرس

- I

1 - أكتب معادلة التفاعل بين NH_4^+ والماء ، ثم أكتب عبارة ثابت الحموضة وعبارة ثابت التوازن. ما هي العلاقة بين الثابتين؟

2 - أكتب معادلة التفاعل بين NH_3 والماء ، ثم أكتب عبارة ثابت التوازن وعبارة ثابت الحموضة. ما هي العلاقة بين الثابتين؟

3 - حمضان ضعيفان HA_1 و HA_2 حيث ثابتا حموضة الشائيتين 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 .

3 - 1 - ما هو الحمض الذي محلوله المائي له أصغر قيمة لـ pH ؟ علّل لذلك.

3 - 2 - من أجل $\text{pH} = 2,5$ ما هو الفرد المتغلب في الشائية HA_1/A_1^- إذا كان $\text{p}K_{a1} = 3,8$ ؟

3 - 3 - جد علاقة بين K_a ، C ، τ_f حيث τ_f هي نسبة التقدم النهائي لتفاعل الحمض HA مع الماء.

- II

- 1

1 - 1 - أكتب معادلة تفاعل الإيثان أمين ($C_2H_5NH_2$) مع الماء.

2 - 1 - إذا كانت كتلة الإيثان أمين المنحلة في لتر من المحلول $m = 0,45 g$ ، وأن pH هذا المحلول هو 11,3 .

- احسب pK_a الثنائية $C_2H_5NH_3^+/C_2H_5NH_2$

- مثل مخطط مجالات التغلب لفردى هذه الثنائية. $M(C_2H_5NH_2) = 45 g/mol$

- 2

1 - 1 - أكتب معادلة تفاعل حمض البروبانويك C_2H_5COOH مع الماء.

2 - 2 - إذا كانت كتلة حمض البروبانويك المنحلة في لتر من المحلول $m = 74 mg$ ، وأن pH هذا المحلول هو 3,95

- احسب pK_a الثنائية $C_2H_5COOH/C_2H_5COO^-$

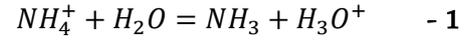
- مثل مخطط مجالات التغلب لفردى هذه الثنائية. $M(C_2H_5COOH) = 74 g/mol$

- III

ابحث في المراجع عن 3 كواشف ملونة (HIn/In^-) ، وارسم مخططات مجالات تغير ألوانها.

الأجوبة

- I



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



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

- 3

3 - 1 - ثابت الحموضة الأكبر يوافق النسبة النهائية للتقدم الأكبر (نفس التركيز المولي) ، ولدينا $\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}$ ، هذا يعني $[H_3O^+]$ أكبر ، ولدينا $pH = -\text{Log}[H_3O^+]$ ، إذن الـ pH الأصغر.

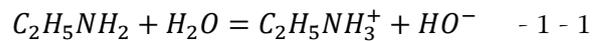
3 - 2 - لدينا $2,5 < 3,8$ ، أي pH المحلول أقل من pK_a الثنائية ، وبالتالي المتغلب هو HA .

3 - 3 - لدينا $K_a = \frac{[H_3O^+]_f \times [A^-]_f}{[HA]_f}$ ، مع العلم أن $[H_3O^+]_f \approx [A^-]_f$ ، ومنه $K_a = \frac{[H_3O^+]_f^2}{[HA]_f}$ (1) لدينا $\tau_f = \frac{[H_3O^+]_f}{C}$ ، ومنه $[H_3O^+]_f = \tau_f \times C$ ، ولدينا كذلك $[HA]_f = C - [H_3O^+]_f$

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

- II

- 1



$$(1) \quad pK_a = pH - \text{Log} \frac{[C_2H_5NH_2]_f}{[C_2H_5NH_3^+]_f} \quad - 2 - 1$$

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

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

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

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

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

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

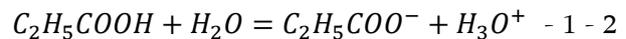
$$[C_2H_5NH_2]_f = C - \frac{x_f}{V} = C - [OH^-]_f = 10^{-2} - 2 \times 10^{-2} = 8 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

مخطط مجالات التغلب:



- 2



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

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

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

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

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

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

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

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

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

مخطط مجالات التغلب:



كتاب الوريد للأستاذ قزوري في جزأين... أطلبه من ديوان المطبوعات المدرسية لولايتك، حيث تجد هنا نقط البيع www.onps.dz

... خذ الوريد، فلا تحتاج إلى مزيد للمزيد، إته الوحيد الفريد، فإذا كنت تأتها فاليوم بصرك حديد، وعن الشعوذة بعيد...

