هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

الأستاذ أيوب مرضي	مـــــــادة الـــــــكـــــيـــــمـــــيـــــاء	11 صفحات
مستوى الثانية بكالوريا شعبة العلوم التجريبية - ع ر الثانوية التأهيلية	الـــجـــزء الثـــاني: التحولات غير الكلية لمجموعة كيميائية	
الدرس الخامس	التحولات المقرونة بالتفاعلات حمض- قاعدة في محلول مائي Transformations associées aux réactions acide – base en solution aqueuse	

I. التحلل البروتوني الذاتي للماء autoprotolyse.

1. تعريف:

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

2. نسبة التقدم النهائي للتحلل البروتوني الذاتي للماء:

أ. نشاط تجريبي 1:

نقبل أنه عند 25°C، يساوي pH الماء الخالص 7، و أن كتلته الحجمية هي $\rho_{eau} = 1000 g/L$.

1) أحسب كمية المادة البدئية للتر واحد من الماء.

.....
.....

2) أنشئ الجدول الوصفي لتفاعل التحلل البروتوني الذاتي للماء.

معادلة التفاعل		
الحالة	التقدم	كميات المادة بالمول (mol)
البدئية	0	
الوسطية	x	
التوازن	$x_{éq}$	

3) حدد قيمة التقدم الأقصى x_{max}.

.....

4) حدد قيمة التقدم عند التوازن $x_{éq}$.

.....

5) أحسب نسبة التقدم النهائي τ.

.....
.....

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

ب. خلاصة:

.....
.....
.....

3. الجذاء الأيوني للماء:

.....
.....
.....

ملحوظات:

- .....
- .....
- .....
- .....
- .....
- .....

4. المحاليل الحمضية و القاعدية و المحايدة:

أ. المحاليل الحمضية:

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

ب. المحاليل القاعدية:

.....
.....
.....

ج. المحاليل المحايدة:

.....
.....
.....

يمكن أن نلخص ما سبق في سلم pH المحاليل المائية المحصور بين 0.0 و 14.0 عند درجة الحرارة 25°C:

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

5. تطبيق 1:

الأسئلة

1) نتوفر عند 25°C على محلول مائي (S_A) له pH = 3,2. أوجد العلاقة بين $[HO^-]$ و pH ثم أحسب تركيز أيونات الهيدروكسيد في هذا المحلول.
2) نتوفر عند 25°C على محلول مائي (S_B) تركيز أيونات الهيدروكسيد في المحلول هو $4,3.10^{-4}mol/L$. أوجد قيمة pH المحلول.

الأجوبة

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

II. الثابتة الحمضية لمزدوجة قاعدة / حمض:

1. تعريف:

نعبر عن تفاعل حمض المزدوجة HA/A^- مع الماء بالمعادلة التالية: .....

تسمى ثابتة التوازن الموافقة لمعادلة التفاعل ب ..... و يرمز لها بالرمز .....، بحيث:

ملحوظات:

- .....
- .....
- .....

2. العلاقة بين pH و pk_A لمزدوجة HA/A^-:

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

3. الثابتة الحمضية لمزدوجتي الماء:

- بالنسبة للمزدوجة $H_3O^+_{(aq)}/H_2O_{(l)}$: .....
.....
.....
.....

- بالنسبة للمزدوجة $H_2O_{(l)}/HO^-_{(aq)}$: .....
.....
.....
.....

4. ثابتة التوازن المقرونة بتفاعل حمض – قاعدة:

نعتبر التفاعل حمض – قاعدة في محلول مائي لكل مزدوجة من بين المزدوجتين : AH_1/A^-_1 , AH_2/A^-_2

بحيث:

- بالنسبة للمزدوجة (1): .....
.....
.....

- بالنسبة للمزدوجة (2): .....
.....
.....

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

5. تطبيق 2:

الأسئلة

نمزج محلولا مائيا لإيتانوات الصوديوم $(Na^+_{(aq)}+CH_3COO^-_{(aq)})$ و كلورور الأمونيوم $(NH_4^+{}_{(aq)}+Cl^-_{(aq)})$

1) أكتب معادلة التفاعل بين $CH_3COO^-_{(aq)}$ و $NH_4^+{}_{(aq)}$.

2) أحسب ثابتة التوازن للتفاعل الحاصل.

نعطي عند 25°C: $pK_{A1}(NH_4^+/NH_3)=9,2$; $pK_{A2}(CH_3CO_2H/CH_3COO^-)=4,75$

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

الأجوبة

.....

.....

.....

.....

III. سلوك الأحماض و القواعد في محلول مائي.

1. سلوك الأحماض في محلول مائي:

أ. نشاط تجريبي 2:

نقبل أنه عند 25°C، محلولين مائيين S_1 و S_2 لحمضين AH_1 و AH_2 لهما نفس التركيز المولي: $C=0,01mol/L$

- AH_1: حمض الإيتانويك CH_3COOH – $K_{A1}= 1,6.10^{-5}$ – $pH_1=3,4$.
- AH_2: حمض البنزويك C_6H_5COOH – $K_{A2}= 6,3.10^{-5}$ – $pH_2=2,8$.

1) أنشئ الجدول الوصفي لتفاعل الحمض AH للمزدوجة AH/A^- مع الماء.

معادلة التفاعل		
الحالة	التقدم	كميات المادة بالمول (mol)
البدئية	0	
الوسطية	x	
التوازن	$x_{éq}$	

2) استنتج نسبة التقدم النهائي τ بدلالة C و pH المحلول. ثم أحسب قيمتها بالنسبة للحمضين AH_1 و AH_2.

.....

.....

.....

.....

3) أحسب الثابتة pK_A لكل حمض.

.....

.....

.....

4) أوجد العلاقة بين نسبة التقدم النهائي τ و الثابتة الحمضية K_A.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5) ماذا تستنتج علما أن حمض البنزويك أقوى من حمض الإيثانويك؟

.....

.....

.....

.....

.....

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

ب. خلاصة:

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2. سلوك القواعد في محلول مائي:

أ. نشاط تجريبي 3:

نقبل أنه عند 25°C، محلولين مائيين S_1 و S_2 لقاعدتين A^-_1 و A^-_2 لهما نفس التركيز المولي: C=0,01mol/L

- A^-_1: الأمونياك NH_3 – $K_{A1}= 6,3.10^{-10}$ - $pH_1=10,6$.
- A^-_2: ميثيل أمين CH_3NH_2 – $K_{A2}= 2,0.10^{-11}$ - $pH_2=11,4$.

1) أنشئ الجدول الوصفي لتفاعل القاعدة A^- للمزدوجة AH/A^- مع الماء.

معادلة التفاعل		
الحالة	التقدم	كميات المادة بالمول (mol)
البدئية	0	
الوسطية	x	
التوازن	$x_{éq}$	

2) استنتج نسبة التقدم النهائي τ بدلالة C و pH المحلول و K_e. ثم أحسب قيمتها بالنسبة للحمضين A^-_1 و A^-_2.

.....

.....

.....

.....

3) أحسب الثابتة pK_A لكل حمض.

.....

.....

.....

4) أوجد العلاقة بين نسبة التقدم النهائي τ و الثابتة الحمضية K_A.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5) ماذا تستنتج علما أن ميثيل أمين أقوى من الأمونياك؟

.....

.....

.....

.....

.....

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

ب. خلاصة:

.....
.....
.....
.....
.....
.....

IV. مجالات الهيمنة و مخطط توزيع الأنواع الحمضية و القاعدية في محلول مائي.

1. مجالات هيمنة الأنواع الحمضية و القاعدية لمزدوجة A/B:

نعتبر النوعين الكيميائيين، الحمض $AH_{(aq)}$ و قاعدته المرافقة $A^-_{(aq)}$ في محلول مائي، حيث يحقق pH المحلول العلاقة التالية: $pH = pK_A + \log(\frac{[A^-]_{éq}}{[HA]_{éq}})$.

- نقول أن **الحمض يهيمن** إذا كان $[AH]_{éq} > [A^-]_{éq}$:.....
.....
.....
.....
- نقول أن **القاعدة تهيمن** إذا كان $[AH]_{éq} < [A^-]_{éq}$: .....
.....
.....
.....
- نقول أن **ليس هناك هيمنة** إذا كان $[AH]_{éq} = [A^-]_{éq}$:.....
.....
.....
.....

يمكن أن نلخص ما سبق في سلم pH المحاليل المائية المحصور بين 0.0 و 14.0 عند درجة الحرارة 25°C:



مـــثـــال:

بالنسبة لحمض الإيثانويك $pK_A=4,8$، مجالات هيمنة كل من CH_3COOH و CH_3COO^- هي كالآتي:



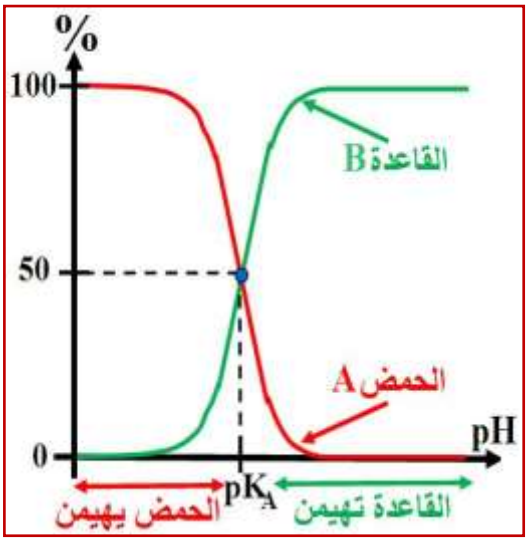
نلاحظ أن:

- الحمض يهيمن لا يعني بالضرورة أن المحلول حمضي.
- بالنسبة لحمض الإيثانويك: في المجال [4,8 ; 7] المحلول حمضي بينما القاعدة تهيمن على الحمض.

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

2. مخطط توزيع الأنواع الحمضية و القاعدية لمزدوجة A/B:



مخطط توزيع الحمض و القاعدة المرافقة لمزدوجة A/B، هو المنحيين الممثلين لتغيرات النسبتين المئويتين للشكلين الحمضي والقاعدي للمزدوجة بدلالة pH.

و يمكن حساب النسبة المئوية لكل شكل باستعمال العلاقتين التاليتين:

عند تقاطع منحيي مخطط التوزيع تكون كل من نسبة الحمض و نسبة القاعدة متساويتين بحيث **p(A) = p(B) = 50%**، أي أن تركيزيهما متساويين، و بالتالي فإن: **$pH = pK_A$**.

3. تطبيق على الكواشف الملونة الحمضية و القاعدية:

أ. تعريف:

الكاشف الملون الحمضي – القاعدي هو عبارة عن مزدوجة **قاعدة / الحمض**، نرمز لها عامة بـ **$(HInd_{(aq)}/Ind^-_{(aq)})$**، و تتميز باختلاف لوني الشكلين الحمضي و القاعدي في محلول مائي.

تكتب معادلة تفاعل HInd مع الماء كالتالي: $HInd_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons Ind^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$ أي أن:

$$pH = pK_{AInd} + \log\left(\frac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}}\right)$$

ب. النوع المهيمن – منطقة الانعطاف:

يرجع لون الكاشف الملون بالنوع المهيمن HInd أو Ind^- في المحلول، أي بقيمة pH، و هكذا يمكن أن نميز بين ثلاث حالات:

- يأخذ الكاشف لون شكله الحمضي إذا كان $[HInd]_{éq} > 10.[Ind^-]_{éq}$ أي أن $\frac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}} < \frac{1}{10}$ أي $\log\left(\frac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}}\right) < -1$ أي أن $pH - pK_{AInd} < -1$ و منه: **$pH < pK_{AInd} - 1$**.
- يأخذ الكاشف لون شكله القاعدي إذا كان $[Ind^-]_{éq} > 10.[HInd]_{éq}$ أي أن $\frac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}} > 10$ أي $\log\left(\frac{[Ind^-]_{éq}}{[HInd]_{éq}}\right) > 1$ أي أن $pH - pK_{AInd} > 1$ و منه: **$pH > pK_{AInd} + 1$**.
- إذا كان **$pK_{AInd} - 1 < pH < pK_{AInd} + 1$** يسمى هذا المجال **بمنطقة الانعطاف للكاشف الملون**، تتميز هذه المنطقة بعدم هيمنة أي شكل في المحلول بمعنى أن $[Ind^-]_{éq} = [HInd]_{éq}$، كما أن هذا الكاشف يأخذ لوينة حساسة وسيطة بين لوني الشكل الحمضي و الشكل القاعدي.

ج. بعض الكواشف الملونة و مجالات انعطافهم:

الكاشف الملون	اللون	مجال الانعطاف		اللون
الهيليانتين	وردي	3.1	4.4	أصـــفـــر
أزرق البروموتيمول	أصـــفـــر	6	7.5	أزرق
أحمر الكريزول	أصـــفـــر	7.3	8.6	أحـــمـــر
فينول الفتالين	لا لون له	8.3	10	وردي
أصفر الأليزالين	أصـــفـــر	10.3	12	بنفسجي

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

V. المعايرة الحمضية – القاعدية.

1. تعريف:

معايرة الحمضية – القاعدية هي تحديد تركيز الحمض أو القاعدة في محلول، و ذلك عن طريق إجراء تفاعل حمض – قاعدة. يسمى هذا التفاعل بتفاعل المعايرة. باعتبار أن المحلول المعاير هو B و المحلول المعايَر هو A، فإن معادلة التفاعل هي كالآتي:

$$A_{(aq)} + B_{(aq)} \longrightarrow C_{(aq)} + D_{(aq)}$$

من مميزات تفاعل المعايرة أنه:

- **تفاعل كلي:** يتوقف باختفاء كلي لأحد المتفاعلين على الأقل، أي أن $\tau=1$.
- **تفاعل سريع:** يتوقف تطوره بعد مدة زمنية قصيرة من بداية التفاعل.
- **تفاعل انتقائي:** يتفاعل النوع المعاير مع النوع المعايَر فقط.

2. التكافؤ الحمضي – القاعدي:

يحصل التكافؤ عند مزج النوعين المعاير و المعايَر بنسب موافقة للمعاملات التناسبية لمعادلة تفاعل المعايرة. أما في حالة معاملات تناسبية مساوية و عند التكافؤ نجد أن: $n_i(A) = n_E(B)$ أي أن $\mathbf{C_A.V_A = C_B.V_{B,E}}$ مع $V_{B,E}$ حجم المحلول المعاير المضاف عند التكافؤ.

و تتم معلمة تكافؤ المعايرة بتغير مفاجئ لمقدار فيزيائي قابل للملاحظة أو القياس، منها مثلا: قياس المواصلة، قياس pH المحلول، لون الكاشف الملون في المحلول (المعايرة الملوانية)...

3. المعايرة بقياس pH:



لمعايرة حمض A بقاعدة B بقياس pH (أو قاعدة B بحمض A)، نتبع الخطوات التالية:

- نعين بواسطة ماصة حجما V_A من المحلول المعايَر ذي التركيز C_A مجهول و نصبه في كأس.
- نضيف إلى محتوى الكأس قليلا من الماء المقطر و نغمر فيه مجس جهاز pH – متر، ثم نشغل المحراك المغناطيسي لجعل الخليط متجانسا.
- نملأ سحاحة مدرجة بالمحلول المعاير ذي التركيز C_B معروف.
- نصب تدريجيا بواسطة السحاحة المحلول المعاير ونقيس pH الخليط عند كل إضافة.
- ندون في جدول، الحجم المضاف V_B من المحلول المعاير و pH الخليط عند كل إضافة، ثم نخط المنحنى $pH=f(V_B)$.

4. معايرة حمض بقاعدة: (معايرة محلول حمض الإيثانويك بمحلول هيدروكسيد الصوديوم)

نصب في كأس حجما $V_A=20mL$ من محلول حمض الإيثانويك CH_3CO_2H تركيزه C_A. نضيف إليه تدريجيا بواسطة سحاحة أحجاما مختلفة V_B من محلول هيدروكسيد الصوديوم $(Na^+ + HO^-)$ تركيزه $C_B=0,02mol/L$ ونقيس بواسطة pH – متر pH الخليط بعد كل إضافة، ثم ندون النتائج المحصل عليها في الجدول التالي:

V_B(mL)	0	2	4	6	8	9	9,4	9,6	9,8	10	10,2	10,4	10,6	11	11,2	12	14	16	18	20
pH	3,4	4,2	4,6	4,8	5	5,4	5,7	6	6,2	8,3	10,1	10,4	10,6	10,8	11,1	11,3	11,5	11,6	11,7	

1) أكتب معادلة تفاعل المعايرة.

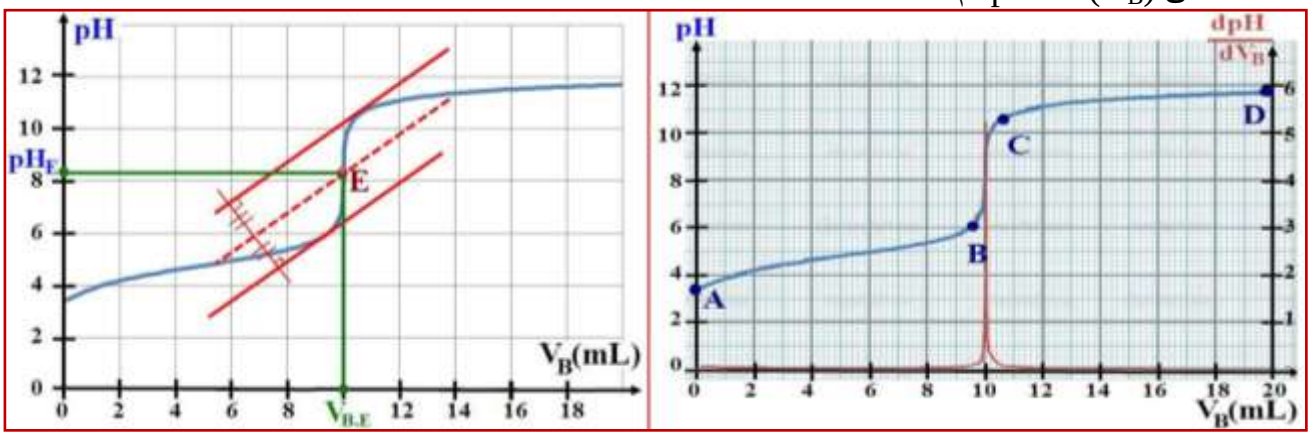
.....

.....

للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

2) مثل المنحنى $pH = f(V_B)$ ثم حلله.



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

3) حدد إحداثيات نقطة التكافؤ E.

.....

.....

.....

4) أحسب التركيز C_A.

.....

.....

.....

.....

5. معايرة قاعدة بحمض: (معايرة محلول الأمونياك NH_3 بمحلول حمض الكلوريدريك)

نصب في كأس حجما V_B=20mL من محلول الأمونياك NH_3 تركيزه C_B. نضيف إليه تدريجيا بواسطة سحاحة أحجاما مختلفة V_A من محلول حمض الكلوريدريك $(H_3O^+ + Cl^-)$ تركيزه C_A=0,02mol/L و نقيس بواسطة pH – متر pH الخليط بعد كل إضافة، ثم ندون النتائج المحصل عليها في الجدول التالي:

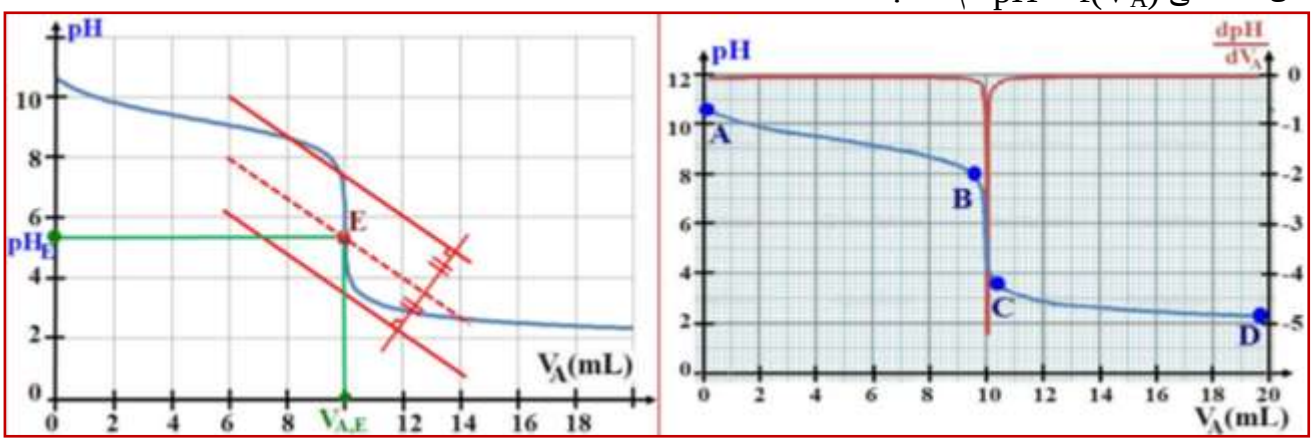
V_A(mL)	0	2	4	6	8	9	9,4	9,6	9,8	10	10,2	10,4	10,6	11	12	14	16	18	20
pH	10,6	9,9	9,5	9,1	8,7	8,35	8,1	7,7	7,6	5,75	3,9	3,8	3,4	3,2	2,9	2,6	2,5	2,4	2,3

1) أكتب معادلة تفاعل المعايرة.

.....

.....

2) مثل المنحنى $pH = f(V_A)$ ثم حلله.



للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma

هذا الملف تم تحميله من موقع : Talamid.ma

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

3) حدد إحداثيات نقطة التكافؤ E.

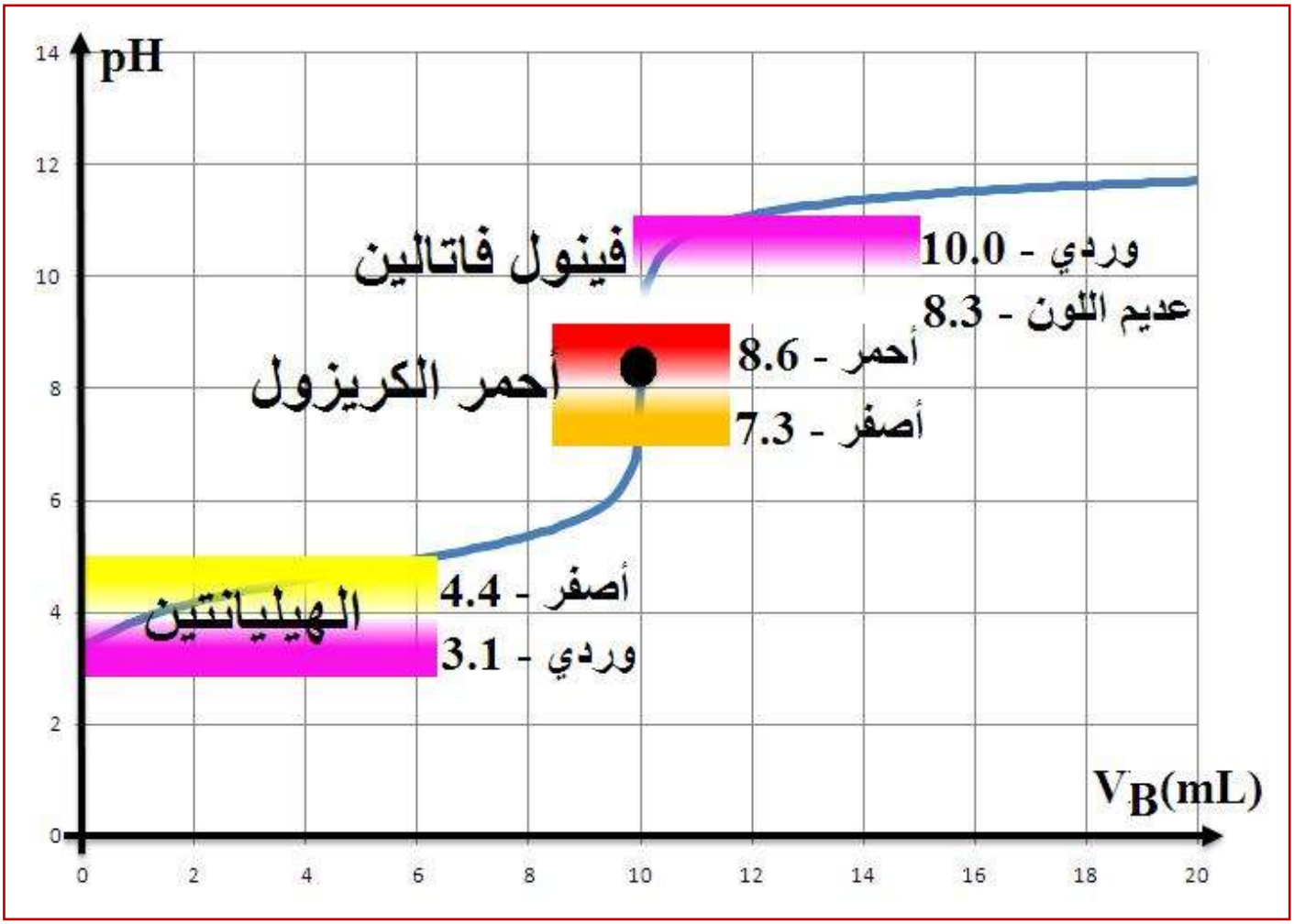
.....
.....

4) أحسب التركيز C_B.

.....
.....
.....

6. استعمال الكاشف الملون لتحديد نقطة التكافؤ:

يمكن تحديد حجم التكافؤ باستعمال كاشف ملون مناسب بدل الـ pH – متر، تسمى هذه الطريقة بالمعايرة الملوانية.
أما الكاشف الملون الملائم للمعايرة الحمضية – القاعدية، هو ذلك الذي مجال انعطافه يضم pH نقطة التكافؤ أي pH_E.



للمزيد من الملفات قم بزيارة الموقع : Talamid.ma