بسم الله الرحمن الرحيم

المجال 1: التحولات الرتيبة

الوحدة رقم 4:

تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

تحت اشراف السيد مفتش التربية الوطنية

خلفاوي إبراهيم

المسيلة – المقاطعة 1-

تصميم الأستاذ: رابحي جلال

الوحدة4: تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن.

مؤشرات الكفاءة

1- يقيس pH محلول لتعيين طبيعته (حمضي أو أساسي أو معتدل)
2 يميز بين الأحماض الضعيفة و القوية وبين الأسس الضعيفة والقوية
3 يكتب معادلة التفاعل المنمذج لتحول كيميائي بين حمض و أساس
4 يحسب التقدم الأعظمي بدلالة تركيز و Ph محلول حمضي
5 يستعمل التقدم النهائي ويقارنه مع التقدم الأعظمي ليبرر التوازن الكيميائي.
6 يستعمل ثابتي الحموضة Ka و pKa لمقارنة بعض الثنائيات أساس/حمض.
7- يوظف المنحنى $pH=f(V)$ لتعيين تركيز

المكتسبات القبلية

- الأحماض والأسس
-إنشاء جدول للتقدم
-الناقلية
-المعايرة

عناصر الدرس

1- تذكير بالأحماض والأسس

2- pH محلول مائي:

- - تعريفه
- - قياسه

3- تأثير حمض وأساس على الماء:

- – حمض قوي وحمض ضعيف.
- - أساس قوي وأساس ضعيف.
- - مثال من الحياة اليومية.

4- تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن:

- – مقارنة التقدم النهائي والتقدم الأعظمي:
- * النسبة النهائية τ_f للتقدم
- * مفهوم حالة التوازن.
- * معادلة التفاعل المنمذج لتحول كيميائي غير تام.
- * كسر التفاعل Qr.
- * ثابت التوازن K
- * تأثير الحالة الابتدائية للجملة على حالة التوازن.

5- التحولات (حمض-أساس)

- -التشرد الذاتي للماء.
- -سلم الـpH
- -ثابتا الحموضة Ka و pKa - مجال التغلب:
- . تطبيق على الكواشف الملونة: مجال التغير اللوني.
- - المعايرة الpH مترية.

المجال 1: التطورات الرتـــيبة الأستاذ: رابحي جمال

الوحدة 04 : تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن قسم نهائي

1 ـ تذكير الأحماض و الأسس:

هذه الملاحظة من توصيات المنهاج يجب على الأستاذ التقيد بها

ملاحظة: في غياب اتفاق عالمي على مستوى IUPAC، لكتابة معادلة التفاعل الكيميائي، نستعمل الرمز = الذي يعبّر عن انحفاظ الشحنة والذرات ولا يعطي اتجاه تطور الجملة الكيميائية.

((معناه كل المعادلات تكتب بـ = وليس سهم ◄هما كان التفاعل تام أم غير تام ولقد ورد في البكالوريا 2010 تفاعل تام بعلامة تساوي= ولن تجد معادلة واحدة بسهم في تمارين البكالوريا السابقة))

1 - 1 - الأحماض عند برونشتد *بعض خواص الأحماض اضغط هنا*

1 ـ تعريف الحمض :

هو كل نوع كيميائي بإمكانه فقدان بروتون H^+ أو أكثر .

$$HA_{(aq)} = A^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

أمثلة :

* حمض كلور الهيدروجين HCl

$$HCl_{(aq)} = H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

* حمض الكبريت H_2SO_4

$$H_2SO_{4(aq)} = 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$$

* شاردة الهيدرونيوم H_3O^+

$$H_3O^+_{(aq)} = H^+_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

1 - 2 ـ الأسس عند برونشتد *بعض خواص الأسس اضغط هنا*

1 ـ تعريف الأساس :

هو كل نوع كيميائي بإمكانه اكتساب بروتون H^+ أو أكثر .

$$A^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} = HA_{(aq)} \quad \text{أو} \quad B_{(aq)} + H^+_{(aq)} = BH^+_{(aq)}$$

أمثلة :

* شاردة الهيدروكسيد (ماءات) OH^-

$$OH^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} = H_2O_{(l)}$$

* شاردة الايثانوات CH_3COO^-

$$CH_3COO^-(aq) + H^+_{(aq)} = CH_3COOH(aq)$$

* غاز النشادر NH_3

$$NH_{3(aq)} + H^+_{(aq)} = NH_4^+{}_{(aq)}$$

ملاحظة : الأسس الهيدروكسيدية مثل :

* ماءات الصوديوم $NaOH$

$$NaOH_{(s)} = Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

* ماءات الكالسيوم $Ca(OH)_2$

$$Ca(OH)_{2(s)} = Ca^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)}$$

هي أسس قوية لأرنوس لأنها قادرة على التخلي عن شوارد الهيدروكسيد OH^-

1 - 3 ـ الثنائية (أساس / حمض) :

عندما يتشرد الحمض HA يعطي الاساس المرافق له : A^-

و يشكلان بذلك ثنائية (أساس / حمض) و هي (HA / A^-)

$$HA_{(aq)} = A^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

أمثلة :

* تشرد حمض الميثانويك :

$$HCOOH_{(aq)} = HCOO^-_{(aq)} + H^+_{(aq)}$$

الثنائية (أساس / حمض) هي $(HCOOH / HCOO^-)$

* تشرد غاز النشادر :

$$NH_{3(aq)} + H^+_{(aq)} = NH_4^+{}_{(aq)}$$

الثنائية (أساس / حمض) هي (NH_4^+ / NH_3)

ملاحظة :

* اذاحللنا حمضا في الماء ، فان الماء يلعب دور أساس بالثنائية (H_3O^+ / H_2O)

* اذاحللنا أساسا في الماء ، فان الماء يلعب دور حمض بالثنائية (H_2O / OH^-)

2 - pH محلول مائي :

2 - 1 - مفهوم pH المحاليل المائية :

* توجد بعض المحاليل حمضية مثل : الخل ، عصير الليمون ، الفواكه قبل نضجها ..... الخ ، و بعضها قاعدي (أساسي) مثل : ماء جافيل ، النظاف ، الصابون ..... الخ ، و السبب في ذلك هو اختلاف تراكيزها بشوارد الهيدرونيوم H_3O^+ التي تتغير من 1mol/l الى 10^{-14} mol/l (في الدرجة 25^0) .

* ان تحديد طبيعة محلول (حمضي أو أساسي أو معتدل) تعتمد أساسا على تركيز شوارد الهيدرونيوم H_3O^+ .

* ان صعوبة التعامل مع التراكيز الصغيرة لـ H_3O^+ (تحديدها بالمعايرة) أدرج مفهوم الـ pH .

2 - 2 - تعريف الـ pH (*potentiel d'hydrogene* ، كمون الهيدروجين ، درجة الحموضة) :

هي قياس لدرجة الحموضة التي ترتبط بتركيز شوارد الهيدرونيوم ويعطى بالعلاقة :

$$pH = -Log\,[H_3O^+] \quad \text{أو} \quad [H_3O^+] = 10^{-pH}$$

حيث Log هو اللوغاريتم العشري ، $Log\ 10 = 1$ ، $Log\ x = \frac{\ln x}{\ln 10}$

ملاحظات :

* ان خواص اللوغاريتم العشري هي نفسها خواص اللوغاريتم النيبيري .(إذا لم تدرس في الرياضيات وإذا تم تدريسها يمكن الاستغناء عنها)

** العلاقة صحيحة من أجل المحاليل المخففة أي $[H_3O^+] \leq 5\times10^{-2}\ mol/l$.

* ان لـ pH يتغير بالتعاكس مع $[H_3O^+]$.

* كلما كان pH محلول أصغر كلما زادت حموضته .

* كلما كان pH محلول أصغر كلما كانت الناقلية الكهربائية أكبر .

2 - 3 - pH المحاليل المائية :

المحاليل المائية عند 25^0C توجد على ثلاث حالات :

أ ـ المحاليل الحمضية يكون pH 〈 7 ، $[H_3O^+] \rangle 10^{-7}\ mol/l$ ، $[OH^-] \langle 10^{-7}\ mol/l$

ب ـ المحاليل الاساسية يكون pH 〉 7 ، $[H_3O^+] \langle 10^{-7}\ mol/l$ ، $[OH^-] \rangle 10^{-7}\ mol/l$

جـ ـ المحاليل المعتدلة يكون pH = 7 ، $[H_3O^+] = 10^{-7}\ mol/l$ ، $[OH^-] = 10^{-7}\ mol/l$

2 - 5 - طرق قياس pH محلول:

النشاط pH محلول و قياسه.

يعين التلميذ pH عدة محاليل (محلول حمضي، محلول أساسي، ماء مقطر، محلول ملحي.....) بواسطة ورق pH ثم بواسطة جهاز pH ميتر، ثم يقارن القيم المتحصل عليها و يبرر الاختلافات (إن وجدت) بالإرتيابات في القياس

يمكن قياس الـ pH لمحلول بطريقتين هما :

أ ـ باستخدام جهاز يسمى مقياس الـ (pH – متر) ، قياس دقيق لدرجة الحموضة .

ب ـ باستخدام الكواشف الملونة مثل ورق الـ pH ، قياس تقريبي لدرجة الحموضة .

قال رسول الله صلى الله عليه وسلم :

" من أسدى اليكم معروفا فكافئوه فان لم تجدوا ما تكافئونه به فادعوا له حتى تعلموا ان قد كافأتموه "

3- تأثير حمض وأساس على الماء :

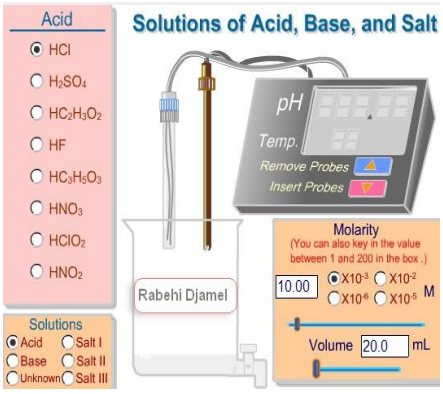
3-1 حمض قوي وحمض ضعيف :

تذكير بقوانين تحضير المحاليل اضغط هنا

في حالة عدم توفر مقياس pH في المخبر، نستطيع أن نستعمل ،مثلا، محاكاة + (شرح هنا).

الهدف: مقارنة الناقلية الكهربائية و pH محلول حمض الإيثانويك و محلول حمض كلور الماء لهما نفس التركيز.

نشاط TP1 : ورقة التلميذ خاص بالنشاط 1+2 + ورقة الأستاذ



الهدف من النشاط لكي يعرف التلميذ أن *قوة الحمض تتعلق بخواص الروابط* وليس التركيز

نعتبر محلولين عند نفس درجة الحرارة :

– (S_1) محلول لكلور الهيدروجين تركيزه المولي $C_1 = 0,01\ mol/L$

وله $pH_1 = 2$ و $\sigma_1 = 29.2\ S/m$

– (S_2) محلول لحمض الايثانويك تركيزه المولي $C_2 = 0,01\ mol/L$

وله $pH_2 = 3,4$ و $\sigma_2 = 0,164\ S/m$

1 – قارن بين $\left[H_3O^+\right]_{final}$ و C في كل محلول ؟

2 – ماذا تستنتج بالنسبة لكل محلول ؟

3 – اكتب معادلتي التفاعلين الكيميائيين الحادثين ؟

4 – قارن قيمتي الناقليتين للمحلولين – ناقش -

الإجـــــــابة:

1 – في المحلول (S_1) : نجد أن $\left[H_3O^+\right]_{final} = 10^{-pH} = 10^{-2}\ mol/L = C_1$

– في المحلول (S_2) : نجد أن $\left[H_3O^+\right] = 10^{-pH} = 10^{-3,4} = 4.10^{-4}\ mol/L \prec C_2$

2 – من العلاقة $\left[H_3O^+\right]_{final} = C_1$ نستنتج أن حمض HCl يتشرد كليا في الماء أي انه حمض قوي ونستنتج كذلك أن محلول حمض HCl لا يحتوي على جزيئات HCl .

– من العلاقة $\left[H_3O^+\right]_{final} \prec C_2$ نستنتج أن حمض CH_3COOH يتشرد جزئيا في الماء أي انه حمض ضعيف ونستنتج كذلك أن محلول حمض CH_3COOH بقي يحتوي على جزيئات CH_3COOH .

3 – كتابة معادلتي التفاعل :

بالنسبة للمحلول (S_1) : $HCl(g) + H_2O = Cl^-(aq) + H_3O^+(aq)$ (تفاعل تام)

بالنسبة للمحلول (S_2) : $CH_3COOH(aq) + H_2O(\ell) = CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$ (تفاعل غير تام)

نتيجة1:

- يكون **الحمض قويا** إذا كان تفاعله مع الماء يتم وفق **تفاعل تام**، أي لا تتبقى جزيئات من الحمض في المحلول الناتج.
- يكون **الحمض ضعيفا** إذا كان تفاعله مع الماء يتم وفق **تفاعل محدود** (تفاعل غير تام), أي تتبقى جزيئات من الحمض في المحلول الناتج دون تفكك .

***(في الأخير يجب على الأستاذ مقارنة قيمتي الناقليتين والتعليق عليها وذلك بالتكلم عن الشوارد طبعا ومناقشة التلاميذ)

نتيجة2: كلما كان الحمض قويا، كلما كانت ناقليته كبيرة

3-2 أساس قوي و أساس ضعيف :

نشاط TP2 :

نعتبر محلولين من ماءات الصوديوم $(Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)})$ ومثيل أمين $(CH_3NH_{2(aq)})$ لهما التركيز المولي نفسه $C = 10^{-2}mol/L$. عند 25°C أعطى مقياس الـ pH متر لهما على الترتيب القياسان التاليان :

$pH_1 = 12$ و $pH_2 = 10,8$

1 – عين التركيز المولي لشوارد الهيدروكسيد وقارنه مع C في كل محلول ؟

2 – ماذا تستنتج بالنسبة لكل محلول ؟

تحليل النشاط

1 ـ في ماءات الصوديوم : $[H_3O^+]_1 = 10^{-pH1} = 10^{-12}$ mol/ℓ ولدينا عند 25°C : الجداء ألشاردي :
$Ke = [H_3O^+]\times[OH^-] = 10^{-14}$ ومنه نجد : $[OH^-]_1 = 10^{-2}$mol/L
نلاحظ أن : $[OH^-]_1 = C_1$
ـ في مثيل أمين $[H_3O^+]_2 = 10^{-10,8} = 1,58\times10^{-11}$mol/L
وحسب الجداء ألشاردي نجد : $[OH\text{-}]_2 = 6,33\times10^{-4}$ mol/L
نلاحظ أن : $[OH\text{-}]_2 < C_2$
2 ـ من العلاقة $[OH^-]_1 = C_1$ نستنتج أن NaOH ينحل **كليا** في الماء أي انه أساس قوي . ونستنتج كذلك أن محـــلول الأساس NaOH لا يحتوي على جزيئات NaOH .
ـ من العلاقة $[OH^-]_2 < C_2$ نستنتج أن CH_3NH_2 ينحل **جزئيا** في الماء أي أنه أساس ضعيف . ونستنتج كذلك أن محلول الأساس CH_3NH_2 تبقى فيه جزيئات CH_3NH_2

نتيجة1 :

يكون **الأساس قويا** إذا كان تفاعله مع الماء يتم وفق **تفاعل تام** أي لا تتبقى جزيئات من الأساس في المحلول الناتج.

مثال:

$$NaOH \overset{H_2O}{=} Na^+ + OH^-$$

نتيجة2

يكون **الأساس ضعيفا** إذا كان تفاعله مع الماء يتم وفق **تفاعل محدود** (تفاعل غير تام), وتتبقى جزيئات من الأساس في المحلول

مثال: $CH_3NH_2 + H_2O = CH_3NH_3^+ + OH^-$

4 ـ تطور جملة كيميائية نحو حالة التوازن

4-1- مقارنة التقدم النهائي و التقدم الأعظمي: معدّل (نسبة)التقدم النهائي:

نعرف معدّل التقدم النهائي τ لتفاعل كيميائي النسبة بين التقدم النهائي و التقدم ألأعظمي: $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$

مع $0 \langle \tau \langle 1$ و هو مقدار بدون وحدة ويمكن أن يعبر عن نسبة مئوية ، وعندها يكون($0 \langle \tau \langle 100\%$).

نشاط 1 ورقة التلميذ + ورقة الأستاذ

نذيب $240mL$ من غاز $HCl_{(g)}$ في الماء المقطر وهذا لتحضير $1L$ من محلول كلور الهيدروجين .يعطى الحجم المولي $Vm = 24L/mol$

نقيس الـpH فنجده 2

1 - استنتج كلا من التقدم الاعظمي x_{max} ثم التقدم النهائي x_f انطلاقا من جدول التقدم

2 - احسب النسبة $\frac{x_f}{x_{max}}\times100$

3 - هل التفاعل تام أم لا ؟ (نقول عن تفاعل انه تام إذا كانت النسبة السابقة تساوي 100%)

تحليل النشاط 1: -1جدول التقدم :

المعادلة	$HCl(g)$	+ H_2O	= $Cl^-(aq)$	+ $H_3O^+(aq)$
الحالة الابتدائية	C	زيادة	0	**0**
حالة وسطية	$n_0 - x$	زيادة	x	x
الحالة النهائية	$n_0 - x_{max}$	**زيادة**	x_{max}	x_{max}

نتحصل على x_{max} عندما يختفي المتفاعل المحد كليا من جدول التقدم نجد أن $n_0 - x_{max} = 0$ أي :

$$x_{max} = n_0 = \frac{V}{V_m} = \frac{0.24}{24} = 0.01mol$$

نعين التقدم النهائي x_f من الحالة النهائية اي بالـ pH . اي : $\left[H_3O^+\right]_{final} = 10^{-pH} = 10^{-2} mol/L = \frac{x_f}{V}$

ومنه $x_f = \left[H_3O^+\right]_f .V = 0.01mol$

1 - حساب النسبة $\frac{x_f}{x_{max}} \times 100$: بالتعويض نجد : $\frac{0.01}{0.01} \times 100 = 100\%$

2 - لدينا : $\frac{x_f}{x_{max}} \times 100 = 100\%$ أي ان التفاعل تام

نشاط 2:

تحضير محلول لحمض الإيثانويك :

نسكب في حوجلة $500mL$ حجما $2.86mL$ من حمض كثافته $d=1.02$ نكمل الحجم بعد ذلك إلى الخط العياري بالماء المقطر بعد الرج نقيس الـ pH. فنجده 2.9 .

1 - احسب كمية المادة الابتدائية للحمض تعطى $M = 60\ g.moL^{-1}$

2 - أنجز جدول التقدم للتفاعل.

3 - استنتج كلا من التقدم الاعظمي x_{max} ثم التقدم النهائي x_f

4 - احسب النسبة $\frac{x_f}{x_{max}} \times 100$

5 - هل التفاعل تام أم لا ؟

تحليل النشاط 2 :

1 - لدينا : $d = \frac{\rho}{\rho_e}$ ومنه : $\rho = d.\rho_e = 1.02 \times 1000 = 1020 g/l$ حيث أن $\rho = \frac{m}{v}$

أي : $m = \rho \times V = 1020 \times 2{,}86.10^{-3} = 2{,}92\ g$

ومنه نجد كمية مادة الحمض الابتدائية : $n_0 = \frac{m}{M} = \frac{2.92}{60} = 0.05mol$

2 - جدول التقدم :

المعادلة	$CH_3COOH(aq)$	$+ H_2O(\ell)$	$= CH_3COO^-(aq)$	$+ H_3O^+(aq)$
الحالة الابتدائية	n_0	زيادة	0	0
حالة وسطية	$n_0 - x$	زيادة	x	x
الحالة المتوقعة	$n_0 - x_{max}$	زيادة	x_{max}	x_{max}

3 - استنتاج التقدم الاعظمي x_{max} : بفرض أن التفاعل تام (نظريا) من جدول التقدم نجد : $n_0 - x_{max} = 0$

$$x_{max} = n_0 = 0.05mol$$

التقدم النهائي x_f نعينه من الحالة النهائية اي بالـ pH . اي : $\left[H_3O^+\right]_{final} = 10^{-pH} = 10^{-2.9} = 1.26 \times 10^{-3} mol/L$

ومنه $x_f = \left[H_3O^+\right]_f .V = 1.26 \times 10^{-3} \times 500 \times 10^{-3} = 6.3 \times 10^{-4} mol$

4 - حساب النسبة $\frac{x_f}{x_{max}} \times 100$: بالحساب نجد $\frac{x_f}{x_{max}} \times 100 = \frac{6.3 \times 10^{-4}}{0.05} \times 100 = 1.26\%$

5 - التفاعل الحادث غير تام لان $1.26\% \neq 100\%$

يمكن للأستاذ التعليق على هذه النسبة : 1.26% بالتقريب 1.3%
هذا يعني أنّه من أجل 100 جزيء من CH_3COOH الابتدائية، فإن المحلول عند حالة توازنه النهائي يكون محتويا على *98,7 جزيء من* $CH_3COOH_{(aq)}$ و *1,3 من شوارد* CH_3COO^- ***فقط*** ،
أي أنّ انحلاله ضعيف و غير تام، و هذا التحول هو قليل التقدم و محدود جدا.
في هذه الحالة (حالة تفاعل غير تام) يتوقف التطور الماكروسكوبي(العياني) للجملة المدروسة بالرغم من أنّ كل المتفاعلات تكون متبقية في المحلول.

نتيجة:

- إذا كان $x_f \approx x_{max}$ أي $\tau \approx 1$، نقول إن التحول الكيميائي تام.
- إذا كان $x_f \prec x_{max}$ أي $\tau < 1$، نقول أن التحول الكيميائي غير تام (جزئي أو محدود).

4 ـ 2 ـ مفهوم حالة التوازن (التفسير المجهري لحالة التوازن):

نشاط1: **ورقة التلميذ** + **ورقة الأستاذ**

نسكب في بيشرين A و B حجم قدره 50 ml من محلول حمض الايثانويك تركيزه المولي $0.1\ mol.L^{-1}$ فنجد ان قيمة الـ $pH_1 = 2.9$ عند $T = 25\ ^0C$

1 ـ اكتب معادلة تفاعل حمض الخل مع الماء

2 ـ استنتج التركيز المولي لـ $[H_3O^+]$

3 ـ نضيف الى البيشر A قطرات من محلول حمض الايثانويك بعد الرج جيدا نجد أن قيمة الـ $pH_2 = 2.7$

ـ قارن بين التركيز المولي لـ $[H_3O^+]$ قبل وبعد الإضافة مع الاستنتاج.

4 ـ نضيف الى البيشر B : 0.5 g من ايثانوات الصوديوم $(CH_3COO^- + Na^+)$ بعد الرج جيدا نجد أن قيمة الـ $pH_3 = 5$

ـ قارن بين التركيز المولي لـ $[H_3O^+]$ قبل وبعد الإضافة مع الاستنتاج.

5 ـ استنتج كيف تتطورت الجملة.

تحليل النشاط 1:

1 - $CH_3COOH(aq) + H_2O(\ell) \overset{1}{\underset{2}{\rightleftharpoons}} CH_3COO^-(aq) + H_3O^+(aq)$

2 - $[H_3O^+]_{final} = 10^{-pH} = 10^{-2.9} mol/L$

3 - لدينا : $pH_1 \succ pH_2$ معناه $[H_3O^+]_1 \prec [H_3O^+]_2$ نستنتج ان الجملة الكيميائية تحركت نحو اليمين1 أي نحو تشكل H_3O^+

4 - لدينا : $pH_3 \succ pH_1$ معناه $[H_3O^+]_3 \prec [H_3O^+]_1$ نلاحظ نقص في تركيز H_3O^+ مما يدل على أنها قد استهلكت (تفاعلت) أي أن الجملة قد تحركت نحو اليسار(2)

5 - نستنتج ان الجملة تكون مستقرة إلا إذا أثرنا عليها بمؤثر خارجي فتتحرك نحو اليمين أو اليسار

نتيجة : في تحول كيميائي لجملة إذا كانت المتفاعلات والنواتج متواجدة في الحالة النهائية بكميات ثابتة بمرور الزمن فان الجملة في حالة توازن كيميائي

- **الميكروسكوبي** (المستوى الجزيئي): تتواصل التصادمات بين المتفاعلات التي تعطي النواتج، لكن في نفس الوقت تحدث تصادمات، وبنفس العدد، بين النواتج و التي تعطي المتفاعلات. نقول عندها بأنه لدينا توازن كيميائي ديناميكي، هذا التوازن هو الذي يجعل كميات المتفاعلات و النواتج بنسب ثابتة.

(يمكن للأستاذ تفسيرها بالسرعة :عندما تصبح سرعة اختفاء المتفاعلات مساوية تماما لسرعة ظهور النواتج وتكون المتفاعلات والنواتج بنسب ثابتة هنا يمكن القول أن الجملة قد بلغت توازنها الديناميكي)

4 ـ 3 ـ كتابة معادلة التفاعل المنمذج لتحول كيميائي :

مثال : تفاعل حمض الايثانويك CH_3COOH مع الماء H_2O :

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \xrightarrow{1} CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$
$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \xleftarrow{2} CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

التفاعلان عكسيان و يحدثان معا فتكتب المعادلة بسهمين ($\rightleftarrows$) أو (=) و نكتب :

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

4 - 4 ـ كسر التفاعل (Q_r ، *quotient de reaction*) :

نعتبر التحول الكيميائي المنمذج بالمعادلة الكيميائية الاتية : $\alpha A + \beta B = \gamma C + \delta D$

* كسر التفاعل يعطى بالعلاقة :

$$Q_r = \frac{[C]^\gamma [D]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta}$$

ملاحظة : اذا كان أحد أفراد الجملة مادة غير منحلة (صلبة أو غاز غير منحل أو مادة مذيبة مثل الماء) فلا تدخل في العلاقة .

مثال ـ 1 ـ تفاعل حمض الميثانويك مع الايثا نوات

$$HCOOH_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)} = CH_3COOH_{(aq)} + HCOO^-_{(aq)}$$

$$Q_r = \frac{[CH_3COOH][HCOO^-]}{[HCOO][CH_3COO^-]}$$

مثال ـ 2 ـ حالة الماء مذيب و يكون متفاعلا أو ناتجا (تفاعل حمض الميثانويك مع الماء) :

$$HCOOH_{(l)} + H_2O_{(l)} = HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$Q_r = \frac{[HCOO^-][H_3O^+]}{[HCOOH]}$$ يأخذ : $[H_2O] = 1$

مثال ـ 3 ـ حالة الماء ليس مذيبا و يكون متفاعلا أو ناتجا [تفاعل حمض الايثانويك مع الايثانول (تفاعل الأسترة)]:

$$CH_3COOH_{(l)} + C_2H_5OH_{(l)} = CH_3COOC_2H_{5(l)} + H_2O_{(l)}$$

$$Q_r = \frac{[CH_3COOC_2H_5][H_2O]}{[CH_3COO][C_2H_5OH]}$$

مثال ـ 4 ـ حالة تفاعل يكون أحد المتفاعلات أو النواتج نوع كيميائي صلب (تفاعل كبريتات النحاس مع معدن الزنك) :

$$Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} = Cu_{(s)} + Zn^{2+}_{(aq)}$$

$$Q_r = \frac{[Zn^{2+}]}{[Cu^{2+}]}$$

مثال -5 - و تتفاعل شوارد النحاس المتواجدة في المحلول الابتدائي مع الصود معطية راسبا أزرقا من هيدروكسيد النحاس حسب معادلة التفاعل التالي:

$$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)} = Cu(OH)_{2(s)}$$

و يكتب كسر التفاعل:

$$Q_r = \frac{1}{[Cu^{2+}].[OH^-]^2}$$

4 - 5 - ثابت التوازن K :

نشاط :

لدينا محلولين حمضيين لحمض الخل عند درجة الحرارة $25\ ^0C$

S_1 تركيزه المولي $C_1 = 10^{-2}\ mol\ .\ L^{-1}$ وقيمة $pH_1 = 3.4$

S_2 تركيزه المولي $C_2 = 5\ .10^{-3}\ mol\ .\ L^{-1}$ وقيمة $pH_2 = 3.56$

1 - احسب Q_{rf} لكل محلول وماذا تستنتج ؟

تحليل النشاط :

المحلول S_1 لدينا $Q_{rf1} = \frac{[CH_3COO^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f}$

$$[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 3.98.10^{-4}\ mol/L$$

$$[CH_3COOH]_f = [CH_3COOH]_0 - [CH_3COO^-]_f = 9.6.10^{-3}\ mol/L$$

ومنه $Q_{rf1} = \frac{[CH_3COO^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f} = 1.65.10^{-5}$

المحلول S_2:

$$[CH_3COO^-]_f = [H_3O^+]_f = 10^{-pH} = 2.75.10^{-4}\ mol/L$$

$$[CH_3COOH]_f = [CH_3COOH]_0 - [CH_3COO^-]_f = 4.72.10^{-3}\ mol/L$$

$$Q_{rf2} = \frac{[CH_3COO^-]_f \cdot [H_3O^+]_f}{[CH_3COOH]_f} = 1.65.10^{-5}$$

نلاحظ.انه عند التوازن نجد نفس كسر التفاعل Q_{rf} . هذه القيمة المشتركة تسمى ثابت التوازن K.

ثابت التوازن لتحول غير تام يساوي إلى قيمة كسر التفاعل النهائية

و هو لا يتعلق بالتركيب الابتدائي للجملة الكيميائية بل بنوع التحول ودرجة الحرارة

خلاصة: من أجل معادلة تفاعل:

$$a\ A_{(aq)} + b\ B_{(aq)} = c\ C_{(aq)} + d\ D_{(aq)}$$

ثابت توازن K حيث:

$$K = \frac{[C]^c_{eq} \cdot [D]^d_{eq}}{[A]^a_{eq} \cdot [B]^b_{eq}}$$

إذن، عند التوازن: $Q_{eq} = K$ و خارج التوازن: $Q \neq K$

$K \geq 10^4$: يكون التحول تاما.

$K = 1$: يكون التحول متوازنا.

$K \leq 10^{-4}$: يكون التحول محدودا جدا.

ملاحظات :

أ - ثابت التوازن K يوافق معادلة التفاعل في اتجاه معين فهو يميز التفاعل الحادث .

ب - ثابت التوازن K لا يتعلق بكميات مادة المتفاعلات .

جـ - ثابت التوازن K لايتعلق الا بدرجة الحرارة .

تطبيق :

1 - كيف يمكن مقارنة انحلال حمضين ضعيفين في الماء ؟

أقترح طريقة تمكن ذلك.

2 ـ نريد الآن مقارنة انحلال حمض الميثانويك (حمض الخل) و حمض الإيثانويك في الماء لهذا نحضر 50ml من حمض الميثانويك تركيزه المولي $C_3 = 1.10^{-2} mol.L^{-1}$

في رأيك ما هو الحمض الذي يكون أكثر انحلالا ؟ تأكد باقتراح طريقة.

4 ـ 6 ـ تأثير الحالة الابتدائية للجملة و ثابت التوازن على حالة التوازن :

- ماهي العوامل المؤثرة على نسبة التقدم النهائي ؟

ـ أ ـ تأثير الحالة الابتدائية للجملة على حالة التوازن

تنويه :

نستطيع استغلال النشاط السابق(الخاص بالثابت K) لحساب معدل التقدم في كل حالة ثم المقارنة بينهما.

آو إدراج مثال ويكون كتطبيق يحل داخل القسم ونستعمل فيه الناقلية .

لأنه هناك مشكل لدى التلميذ في التعامل مع هكذا تمارين

وخاصة التحويلات ... الاختيار للأستاذ حسب الوقت ونوعية التلاميذ . وأنا أضع الخيارين معا :

- استغلال النشاط السابق :

المحلول S_1 $\tau_{f1} = \frac{[H_3O^+]_f}{C_1} = \frac{3.98.10^{-4}}{10^{-2}} = 3.98.10^{-2}$

المحلول S_2: $\tau_{f2} = \frac{[H_3O^+]_f}{C_1} = \frac{2.75.10^{-4}}{5.10^{-3}} = 5.5.10^{-2}$

نلاحظ أن $C_1 \succ C_2 \quad \Rightarrow \quad \tau_{f1} \prec \tau_{f2}$

يفتح باب المناقشة مع التلاميذ .لماذا زاد التركيز نقص τ_f ؟ (انحلال الحمض يكون اكبر كلما كان التركيز اضعف أي عدد مولات اقل لان انحلال الحمض يتطلب مساحة.... هناك تمرين في الكتاب المدرسي يعالج هذه الفكرة حيث ان الحمض الضعيف عند تمديده يزداد تفككه وبالتالي يزداد x_f أي يزداد τ_f)

نتيجة : يتعلق معدل التقدم النهائي لتفاعل كيميائي بالحالة الابتدائية للجملة (بالتركيز الابتدائي)

نشاط :

لدينا محلولين حمضيين S_1 و S_2 لحمض البروبانويك CH_3CH_2COOH تركيزهما المولى على الترتيب :

$C_1 = 10^{-2}\ mol.L^{-1}$ و $C_2 = 10^{-3}\ mol.L^{-1}$ إن الناقلية النوعية للمحلولين على الترتيب :

$\sigma_1 = 143 \times 10^{-4} S.m^{-1}$ و $\sigma_2 = 43 \times 10^{-4} S.m^{-1}$ عند $T = 25^0 C$

1 ـ اكتب معادلة التفاعل

2 ـ حدد الأنواع الكيميائية الموجودة في المحلولين

3 ـ احسب التركيز المولى لمختلف الأنواع الكيميائية الموجودة في كل محلول

4 ـ احسب النسبة النهائية للتقدم في كل محلول

5 ـ ارسم بيان يمثل تغيرات النسبة النهائية للتقدم بدلالة التركيز الابتدائي للمحلول

6 ـ اوجد علاقة بين ثابت التوازن والنسبة النهائية للتقدم.

يعطى: $\lambda_{H_3O^+} = 35 mS.m^2.mol^{-1}$ ، $\lambda_{C_2H_5COO^-} = 3{,}58 mS.m^2.mol^{-1}$

تحليل النشاط في الكتاب المدرسي صفحة 194

ـ ب ـ تأثير ثابت التوازن على حالة التوازن:

يمكن للأستاذ لاكتفاء بالنشاط السابق ...أو أن ينجزها بصفة عامة على النحو التالي :

لدينا المعادلة المنمذجة لتحول الحمض و الماء :

$$HA(aq) + H_2O(l) = A^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

ثابت التوازن لهذا التفاعل :

$$K = \frac{[H_3O^+].[A^-]}{[HA]}$$

النسبة النهائية لتقدم التفاعل

$$\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{[H_3O^+]}{C}$$

منه

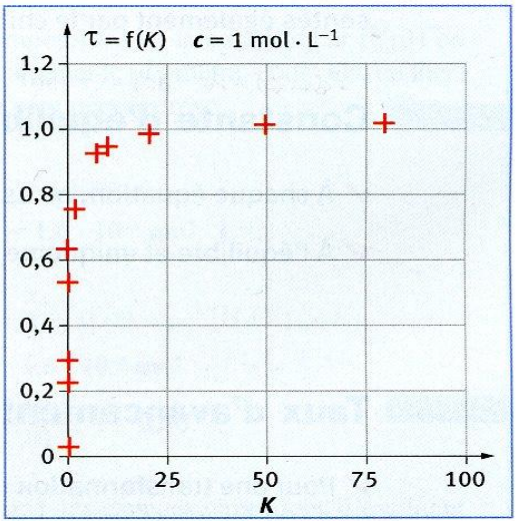
$$[H_3O^+] = \tau . C$$

كذلك

$$[H_3O^+] = [A^-] = \tau . C \qquad [HA] = C - [H_3O^+] = C - \tau . C$$

منه

$$K = \frac{\tau C . \tau C}{C - \tau C} \Longrightarrow \boxed{K = \frac{\tau^2 . C}{1 - \tau}}$$



نستطيع تمثيل الدالة τ بدلالة K من أجل ثابت τ = f(K)
نلاحظ من البيان أنّ الدالة متزايدة، فكلما زاد ثابت التوازن، زاد معدل التقدم النهائي.

نتيجة :

يتعلق معدل التقدم النهائي لتفاعل كيميائي بثابت التوازن K

5 ـ التحولات حمض ـ أساس :

4 ـ 1 ـ التشرد الذاتي للماء :

الماء المقطر يتفكك ذاتيا الى شوارد H_3O^+ و OH^- وفق التفاعل الاتي : $H_2O_{(l)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

4 ـ 2 ـ الجداء الشاردي للماء :

يعرف الجداء الشاردي للماء بثابت التوازن للماء و يرمز له بالرمز K_e و يعطى بالعلاقة : $K_e = [H_3O^+].[OH^-]$

* K_e ثابت يتعلق بدرجة الحرارة .

يمكن للأستاذ إعطاء أمثلة دون الكتابة لها أثناء الشرح من هذا الجدول:

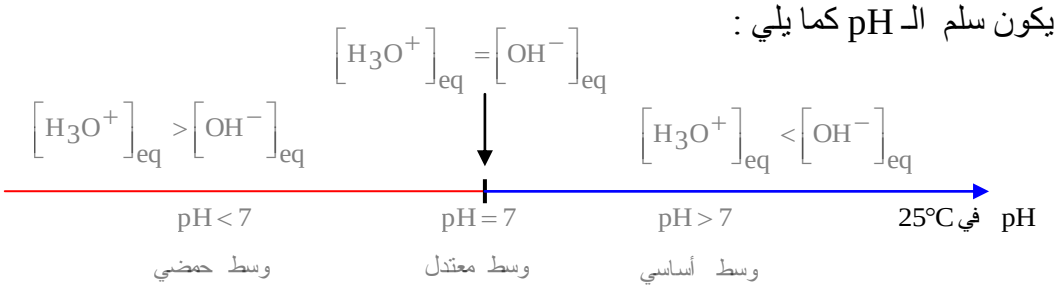
درجة الحرارة (°C)	0	25	50	100
Ke	$0{,}10 \square 10^{-14}$	$1{,}0 \square 10^{-14}$	$5{,}5 \square 10^{-14}$	$55 \square 10^{-14}$
pKe = - log Ke	15	14	13,3	12,3

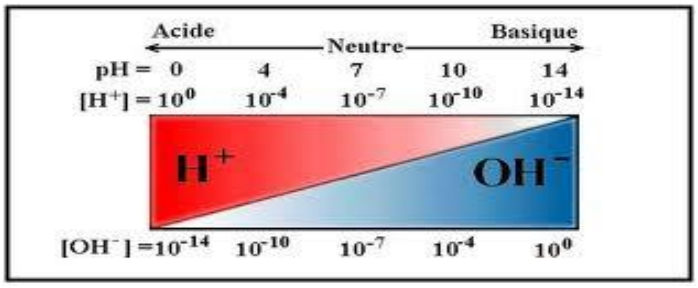
* نعرف الـ pKe بالعلاقة : $pKe = -\log Ke$ أو $K_e = 10^{-pKe}$

* عند 25^0C يكون $K_e = 10^{-14}$ ومنه $pKe = 14$

4 ـ 3 ـ سلم الـ pH :

عند 25^0C يكون سلم الـ pH كما يلي :





4 ـ 4 ـ ثابتا الحموضة Ka و الـ pKa للثنائية (أساس / حمض) :

معادلة تفاعل الحمض HA مع الماء : $HA_{(aq)} + H_2O_{(l)} = H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$

إن ثابت الحموضة Ka للثنائية (HA / A^-) هو ثابت التوازن K الموافق لمعادلة التفاعل يحدث عند إضافة حمض للماء ونكتب :

$$K_a = K = \frac{[H_3O^+]_f [A^-]_f}{[AH]_f}$$

$$K_A = \frac{[\text{ش ا ل}]_f [\text{أ}]_f}{[\text{حمض}]_f}$$

نعرف الـ pKa للثنائية (HA / A^-) كالتالي : $K_a = 10^{-pK_a} \Rightarrow pK_a = -\log K_a$

* Ka و pKa ثابتان يتعلقان بدرجة الحرارة.
* pKa يتغير بالتعاكس مع Ka .
* كلما كان Ka أكبر كان pKa أصغر كان الحمض أقوى و الأساس أضعف .

* كلما كان Ka أصغر كان pKa أكبر كان الحمض أضعف و الأساس أقوى .

مثال 1:

$$HCOOH_{(aq)} + H_2O_{(aq)} = HCOO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq}.[HCOO^-]_{eq}}{[HCOOH]_{eq}}$$

مثال 2: ثنائيتا الماء:

إذا كان الماء هو حمض للثنائية H_2O/OH^-

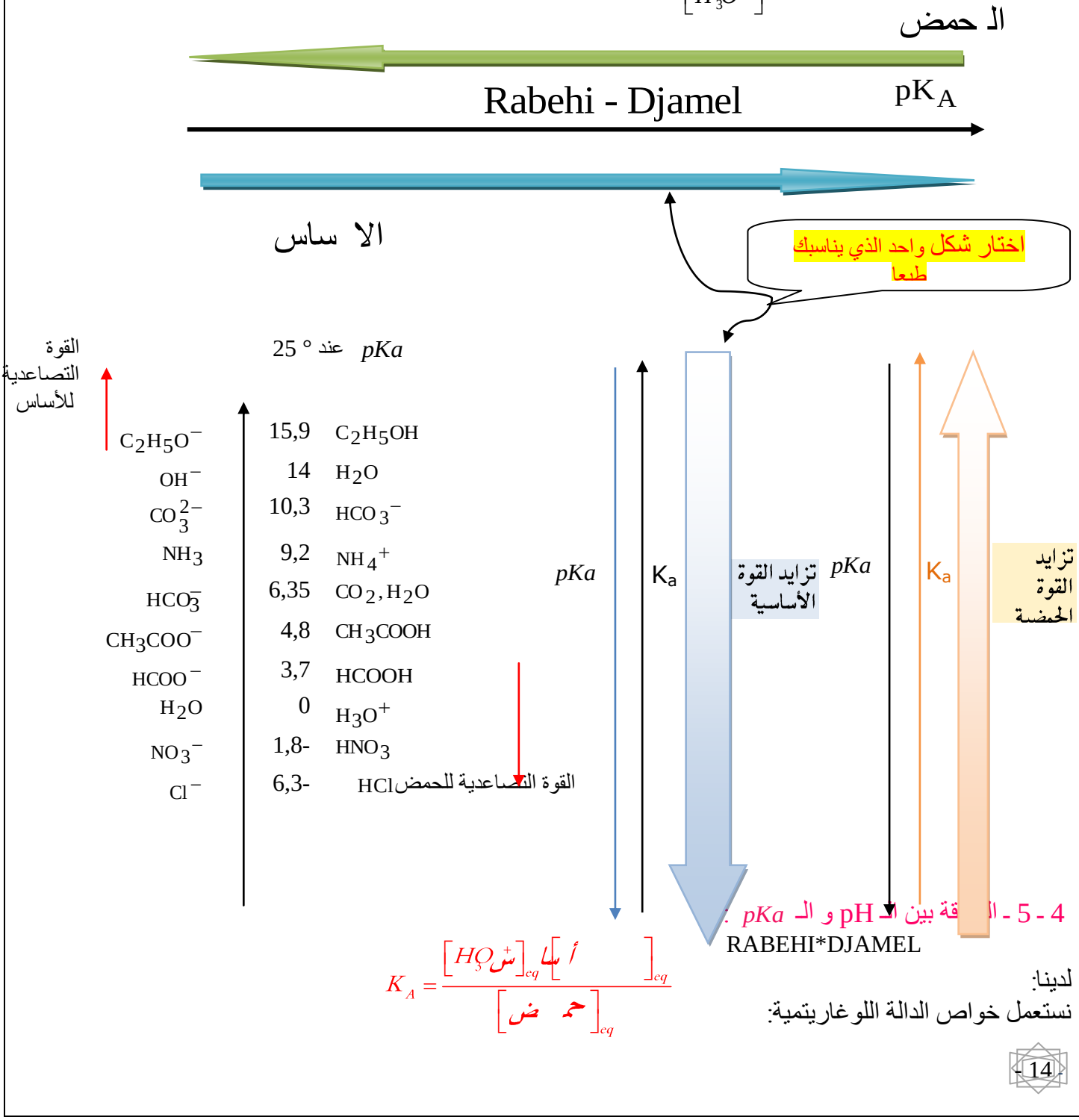
$$H_2O + H_2O = H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

ثابت الحموضة عند 25°C هو $K_{A_1} = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$ و $pK_{A_1} = -\log K_{A_1} = 14$

إذا كان الماء أساس للثنائية H_3O^+/H_2O

$$H_3O^+ + H_2O = H_3O^+_{(aq)} + H_2O_{(aq)}$$

ثابت الحموضة عند 25°C هو $K_{A_2} = \frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]} = 1$ و $pK_{A_2} = -logK_{A_2} = 0$



4 - 5 - العلاقة بين الـ pH و الـ pKa :

RABEHI*DJAMEL

لدينا:

$$K_A = \frac{[H_3O^+]_{eq}.[\text{أساس}]_{eq}}{[\text{حمض}]_{eq}}$$

نستعمل خواص الدالة اللوغاريتمية:

$$-\log K_A = pK_A = -\log\left[H_3O^+\right]_{eq} - \log\frac{\left[\text{أساس}\right]_{eq}}{\left[\text{حمض}\right]_{eq}}$$

نعلم أنّ $pH = -Log\,[H_3O^+]$ ، نعوض في العلاقة السابقة، لنجد:

$$pH = pK_A + \log\frac{\left[\text{أساس}\right]_{eq}}{\left[\text{حمض}\right]_{eq}}$$

4-6- ثابت التوازن لتفاعل حمض-أساس:

نعتبر التفاعل:

$$\text{حمض 2}\,(aq) + \text{أساس 1}\,(aq) = \text{أساس 2}\,(aq) + \text{حمض 1}\,(aq)$$

ثابت التوازن هو:

$$K = \frac{\left[\text{أساس}_1\right]_{aq}.\left[\text{حمض}_2\right]_{aq}}{\left[\text{حمض}_1\right]_{aq}.\left[\text{أساس}_2\right]_{aq}}$$

نضرب ونقسم العلاقة بـ $\left[H_3O^+\right]_{aq}$:

$$K = \frac{\left[\text{أساس}_1\right]_{aq}.\left[H_3O^+\right]_{aq}}{\left[\text{حمض}_1\right]_{aq}} \times \frac{\left[\text{حمض}_2\right]_{aq}}{\left[H_3O^+\right]_{aq}.\left[\text{أساس}_2\right]_{aq}} = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}}$$

نستنتج أنّ ثابت توازن التفاعل هو: $K = \frac{K_{A_1}}{K_{A_2}}$

الثنائية التي حمضها متفاعل يكون الـ K_A لها في البسط.

نتيجة: يتعلق ثابت التوازن لتفاعل حمض-أساس بثابتي حموضة الثنائيتين الداخلتين في التفاعل.

4-7-مجالات تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية لثنائية (أساس/حمض):

و لقد وجدنا أنّ: $pH = pK_A + \log\frac{\left[\text{أساس}\right]_{aq}}{\left[\text{حمض}\right]_{aq}}$ تبرز هذه العلاقة ثلاث حالات:

الحالة الأولى : pH المحلول يساوي إلى pK_a للثنائية المعتبرة.

إذا كان $pH = pK_a$ يعني $\log\frac{[\text{الاساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f} = 0$ ومنه $\frac{[\text{الاساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f} = 1$

ومنه : $[\text{الحمض}]_f = [\text{الاساس}]_f$ ومنه لا توجد صفة غالبة .

الحالة الثانية : pH. المحلول اكبر من pK_a للثنائية المعتبرة.

إذا كان $pH > pK_a$ يعني $\log\frac{[\text{الاساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f} > 0$ ومنه $\frac{[\text{الاساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f} > 1$

ومنه : $[\text{الحمض}]_f > [\text{الاساس}]_f$ ومنه تكون الصفة الأساسية هي الغالبة .

الحالة الثالثة : pH المحلول اصغر من pK_a للثنائية المعتبرة .

إذا كان $pH < pK_a$ يعني $\log\frac{[\text{الاساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f} < 0$ ومنه $\frac{[\text{الاساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f} < 1$

ومنه : $[\text{الحمض}]_f < [\text{الاساس}]_f$ ومنه تكون الصفة الحمضية هي الغالبة .

إنّ مخطط التغلب يمثل المناطق الـ pH أين تكون الأفراد الثنائية أساس/حمض متغلبة.

$$pH = pK_a$$

مجال تغلب الصفة الحمضية أو الأساسية :

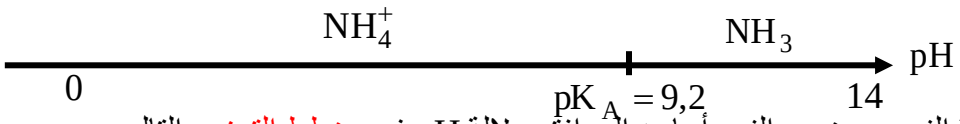
مجال تغلب الشكل الحمضي HA $pH < pK_A$ ↓ مجال تغلب الشكل الأساسي A^- $pH > pK_A$

$[HA] > [A^-]$ $[HA] = [A^-]$ $[HA] < [A^-]$ pH

$[\text{حمض}] > [\text{أساس}]$ $[\text{حمض}] = [\text{أساس}]$ $[\text{حمض}] < [\text{أساس}]$

مثال:

لتكن الثنائية $NH_{4(aq)}^+ / NH_{3(aq)}$ في 25°C حيث $pK_A = 9,2$



كما نستطيع أن نمثل نسبة الفرد حمض و الفرد أساسه المرافق بدلالة pH في مخطط التوزيع التالي:

مخطط توزيع الصفة الغالبة :

إنّ مخطط التوزيع لأفراد الثنائية AH/A^- يمثل تطور نسب الأفراد للحمض AH و الأساس A^- بدلالة pH و هو معطى في درجة حرارة θ.

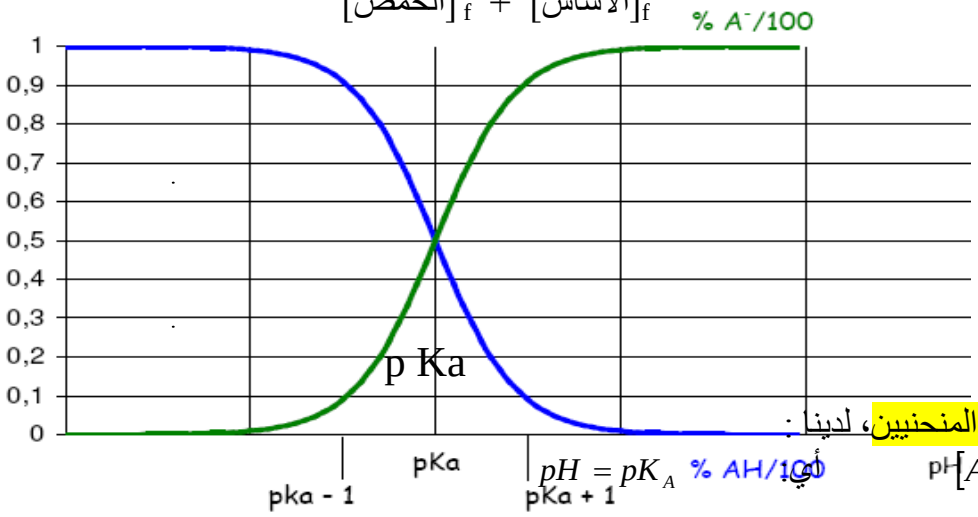
تحسب النسبتين لكل من الصفة الحمضية والصفة الأساسية كما يلي:

1 ـ الصفة الأساسية

$$\text{الصفة الأساسية } \% = \frac{[\text{الأساس}]_f}{[\text{الحمض}]_f + [\text{الأساس}]_f} \times 100$$

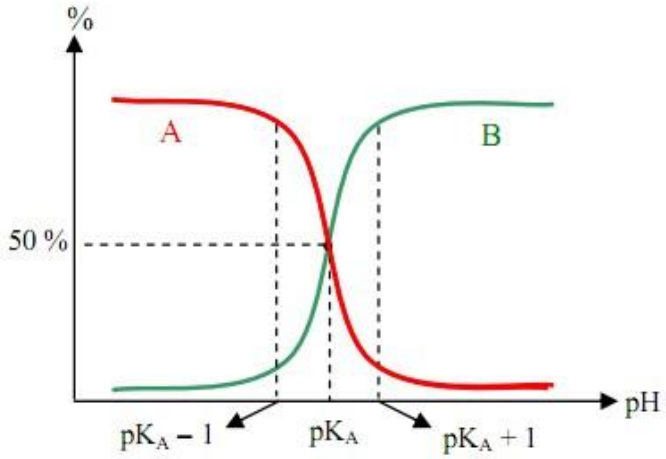
2 ـ الصفة الحمضية

$$\text{الصفة الحمضية } \% = \frac{[\text{الحمض}]_f}{[\text{الحمض}]_f + [\text{الأساس}]_f} \times 100$$

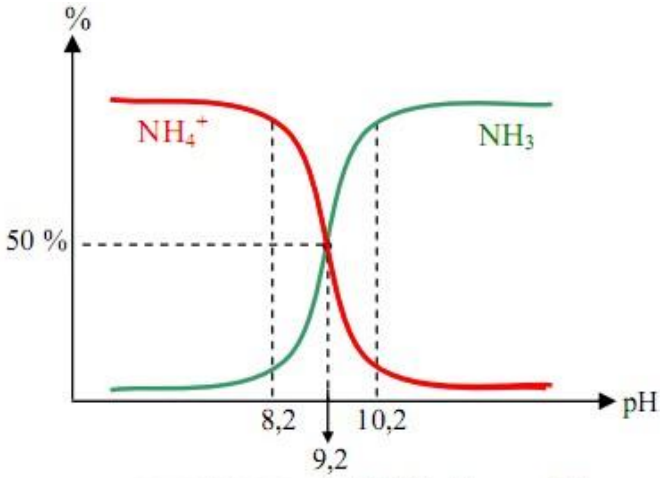


في نقطة تقاطع المنحنيين، لدينا : $pH = pK_A$ أي $[AH]_{aq} = [A^-]_{aq}$

مثال : البيان منقول من درس الأستاذ *GUEZOURI Abdelkader*



مخطط توزيع الصفة للثنائية A/ B



مخطط توزيع الصفة للثنائية NH_4^+/NH_3

4-8- تطبيق على الكواشف الملونة: مجال التغير اللوني

5-1- تعريف الكاشف الملون:

هو ثنائية أساس ضعيف / حمض ضعيف (*HInd/Ind*) حيث الأفراد المرافقة لها ألوان مختلفة.

$$HInd\,(aq) + H_2O = Ind^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

مما سبق، نستطيع أن نكتب:

$$(1)\ldots.\quad pH = pK_i + \log\frac{[Ind^-]_{aq}}{[HInd]_{aq}}$$

إن اللون الذي نشاهده عند وضع قطرات من كاشف ملون في محلول يتعلق بـ pH هذا المحلول.

نتقبل أن المحلول يأخذ لون الحمض (هذه القيمة موجودة تجريبيا) إذا كان

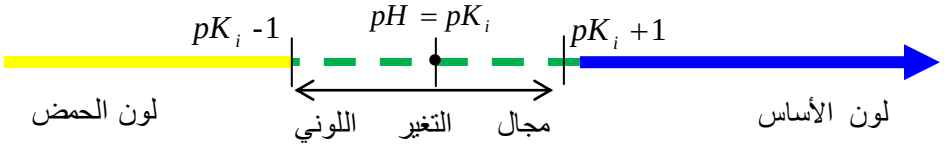
$$[HInd]_{aq} > 10[Ind^-]_{aq} \quad \text{ومنه} \quad \frac{[Ind^-]_{aq}}{[HInd]_{aq}} < \frac{1}{10}$$

نستعمل خواص الدالة اللوغاريتمية: $\log\frac{[Ind^-]_{aq}}{[HInd]_{aq}} < -\log 10$ أي $\log\frac{[Ind^-]_{aq}}{[HInd]_{aq}} < -1$

باستعمال العلاقة (1):

$$pH - pK_i < -1 \quad \Rightarrow \quad pH < pKi - 1$$

و بالمثل، يأخذ المحلول لون الأساس إذا كان: $pH > pKi + 1$



إن مجال التغير اللوني يكون بين $pK_i - 1$ و $pK_i + 1$.

بعض الكواشف و مجالات التغير اللوني لها:

مجال التغير	لون الأساس	لون الحمض	pK_A	الكاشف
1,2 – 2,8	أصفر	أحمر	1,7	أزرق التيمول
2,9 – 4,0	أصفر	أحمر	3,3	أصفر الميثيل
3,2 – 4,4	برتقالي	أحمر	3,7	برتقالي الميثيل
4,8 – 6,0	أصفر	أحمر	5,2	أحمر الميثيل
6,0- 7,6	أزرق	أصفر	7,0	أزرق البروموتيمول
8,2 – 10,0	وردي هندي	شفاف	9,6	الفينول فتالين

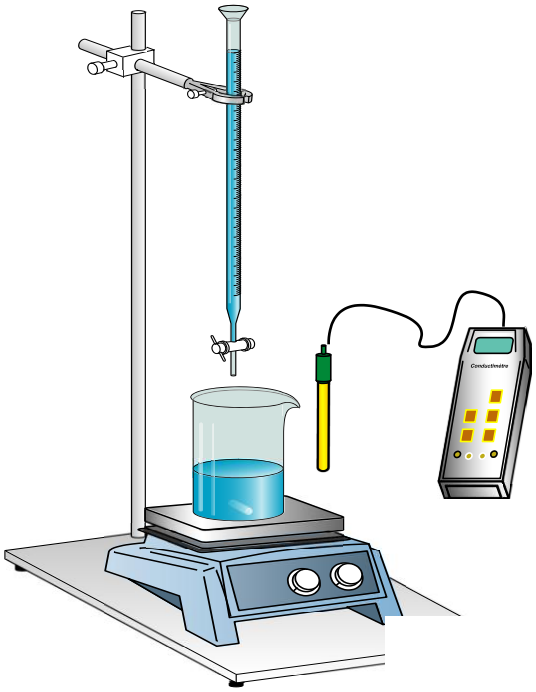
9-4- المعايرة الـ pH مترية :

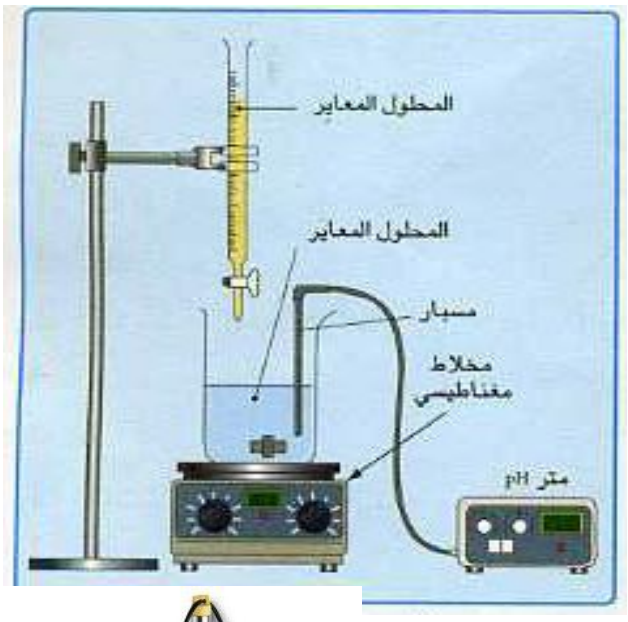
*** البرتوكول التجريبي لعملية المعايرة :**

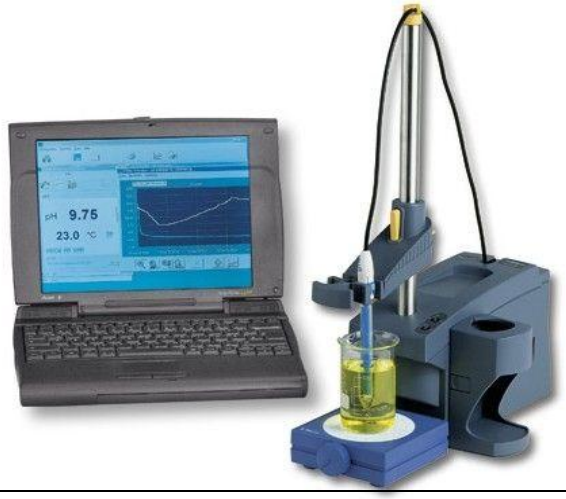
ـ نضع محلول معاير في البيشر ، نأخذ حجما V_a من المحلول الحمضي (مثلا) تركيزه المولي C_a ثم نضيف الماء المقطر حتى يسهل غمر مسبار جهاز pH متر في المحلول .

ـ نملا السحاحة بالمحلول الأساسي الذي تركيزه C_b .

ـ نسكب تدريجيا المحلول الأساسي على المحلول الحمضي بحيث عند سكب حجم V_b نسجل قيمة pHالمزيج(انظر المخطط) .



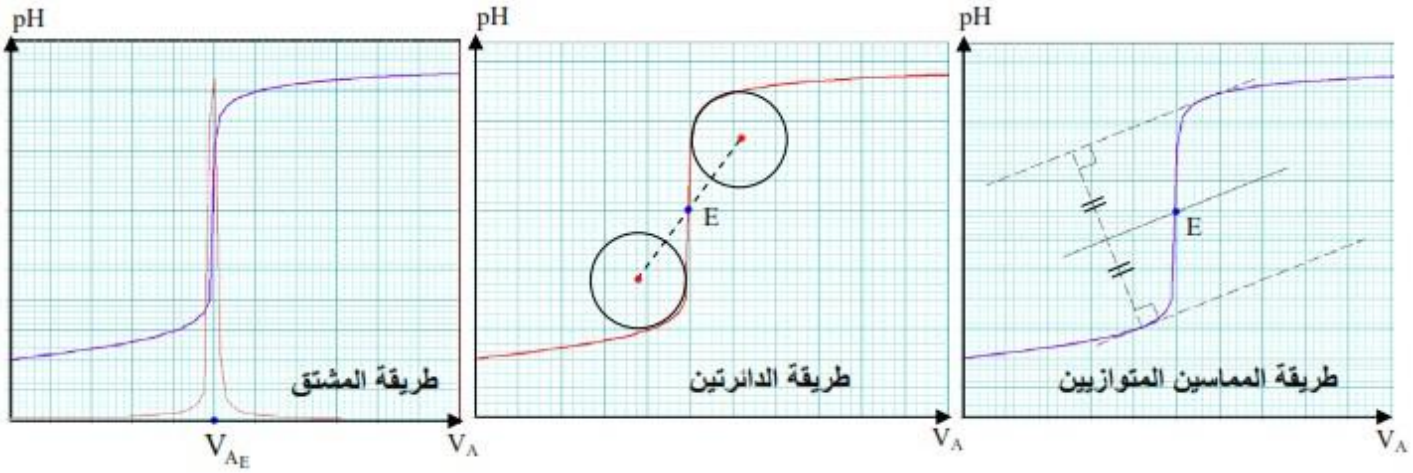




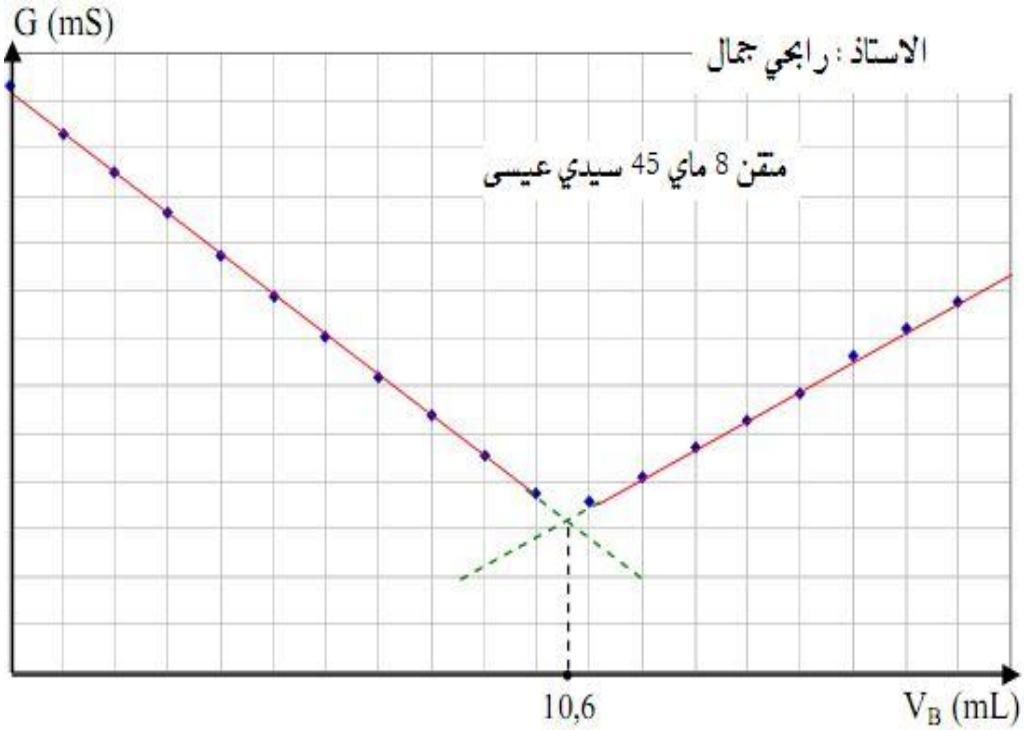
ـ نرسم منحنى المعايرة الذي يمثل تغيرات pH المزيج بدلالة حجم المحلول الأساسي المسكوب V_b
أي $pH = f(V_b)$

- تعيين نقطة التكافؤ : إما بطريقة المماسين المتوازيين أو عن طريق الإعلام الآلي (طريقة النهاية العظمى للمنحنى $\frac{d(pH)}{d(V)}$): الرسم

منقول من درس الأستاذ *GUEZOURI Abdelkader*



ـ **أما بالنسبة لـ المعايرة عن طريق قياس الناقلية** : اصغر قيمة للناقلية وتوافق نقطة التكافؤ



عمل تطبيقي TP1 : المعايرة الـ pH متربة

معايرة محلول حمض الخل بواسطة محلول للصود:

مؤشرات الكفاءة :

- كتابة معادلة التفاعل المنمذج لعملية المعايرة
- رسم البيان $pH = f(V_b)$ ومناقشة شكل المنحنى
- تعيين نقطة التكافؤ بالاعتماد على *البيان* $pH = f(Vb)$
- تعيين التركيز المولي المجهول
- تحديد الصفة الغالبة في المزيج عند نقطة التكافؤ

الأدوات :	المواد الكيميائية :
ـ حامل خاص بالسحاحة ـ وعاء بيشر + سحاحة مدرجة ـ جهاز قياس *ph* متر ـ مخلاط مغناطيسي	ـ *ماء مقطر* ـ *محلول الصود* $Na\,OH$ ـ *محلول حمض الخل* CH_3COOH_{aq}

البروتوكول التجريبي :

نضع في كأس بيشرحجما قدره $V_2 = 20\ mL$ من محلول حمض الخل تركيزه المولي مجهول (للأستاذ هو $C_2 = 0{,}01\ mol/L$)، ثم نضيف قطرات من كاشف أزرق البروموتيمول، و نضع التركيب فوق مخلاط مغناطيسي.

نملأ سحاحة مدرجة سعتها 25 mL بمحلول للصود تركيزه المولي $C_2 = 0{,}02\ mol/L$ و نثبتها في حامل.

بعد معايرة مقياس pH متر ، ندخل المسبر في المحلول الحمضي، و نبدأ في تقطير محلول الصود شيئا فشيئا، و نقرأ قيمة الـ pH من أجل كل إضافة. و نسجل النتائج في الجدول التالي:

$V_1(mL)$	0	0,5	1,0	3,0	5,0	5,5	6.0	7,0	8,0
pH									

8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0	13,0	16,0	20,0

يعطى مجال التغير اللوني لبعض الكواشف:

الكاشف	مجال التغير
أحمر الميثيل	4,8 – 6,0
أزرق البروموتيمول	6,0- 7,6
الفينول فتالين	8,2 – 10,0

الأسئلة :

1 - ارسم مخطط للتجربة التي سوف تقوم بها.

2 - بعد إكمال القياسات دون النتائج في الجدول المرفق.
لماذا نضيف أزرق البروموتيمول ؟

3 - أكتب معادلة تفاعل المعايرة.

4 - عرّف التكافؤ.

5 - ما هو المتفاعل المحد من أجل $V_{versé} < V_{équiv}$ (أي قبل التكافؤ) و $V_{versé} > V_{équiv}$ (بعد نقطة التكافؤ).

6 - أرسم المنحنى $pH = f(V_1)$. (أوراق مليمترية)

7 - عين بيانيا إحداثيات نقطة التكافؤ.

8 - عين بالحساب التركيز المولي لمحلول حمض الخل .

9 - ادرس أجزاء المنحنى : (بوصف تغير الـ pH)

10 - ما هي الخاصية التي يمثلها المنحنى $\frac{d(pH)}{d(V_{versé})}$ من أجل حجم في نقطة التكافؤ.

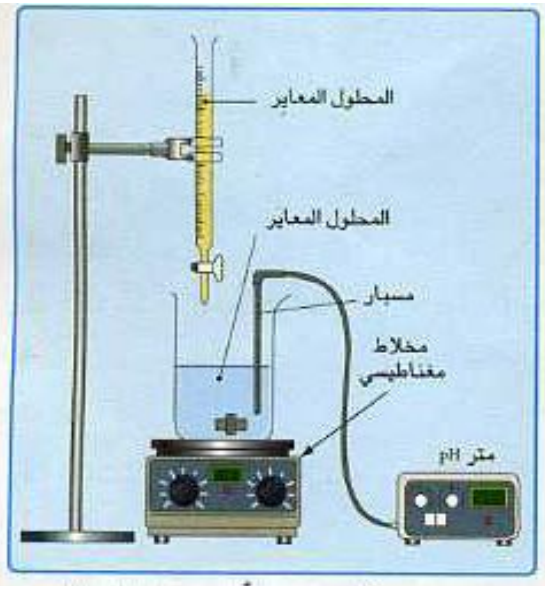
11 - ما هو الكاشف الملون المناسب لهذه المعايرة ؟

تحليل التجربة:

V_1(mL)	0	0,5	1,0	3,0	5,0	5,5	6,0	7,0	8,0
pH	3,38	3,65	3,86	4,39	4,75	4,84	4,93	5,12	5,35

8,5	9,0	9,5	10,0	10,5	11,0	13,0	16,0	20,0
5,50	5,71	6,03	8,25	10,52	10,81	11,26	11,52	11,70

1- الرسم التخطيطي :



2- نضيف أزرق البروموتيمول: لمعرفة أنّنا قد بلغنا نقطة التكافؤ
(شرح حيث لونه في البداية يكون أصفرا
في المحلول الحمضي،
و بمجرد بلوغ نقطة التكافؤ يتغير اللون الى الأخضر،
ثم بإضافة المحلول الأساسي يتغير اللون إلى الزرق.)

3 معادلة التفاعل :

$$CH_3COOH_{aq} + OH^-_{aq} = CH_3COO^-_{aq} + H_2O_{\ell}$$

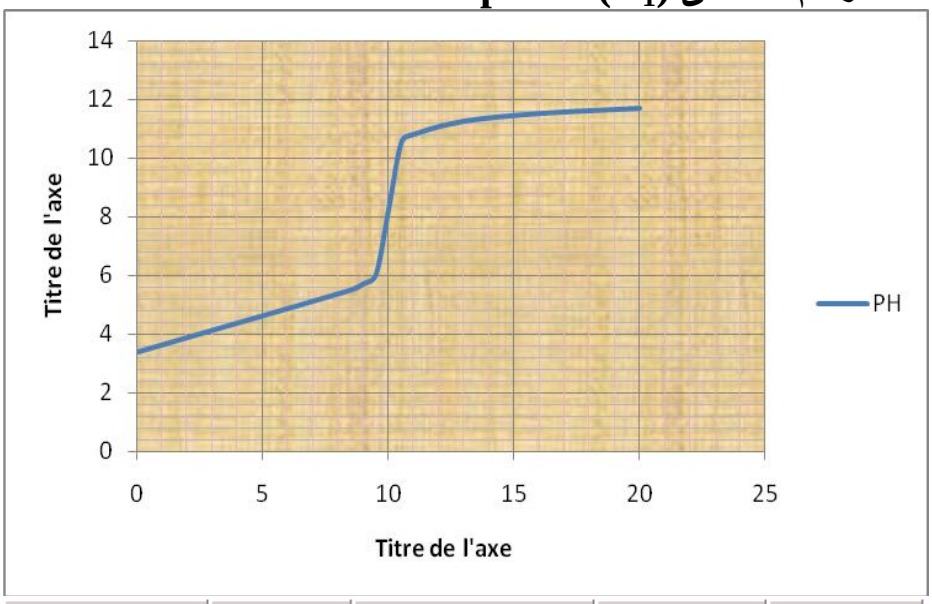
4- تعريف التكافؤ: هي النقطة التي عندها تكون كل شوارد H_3O^+ قد تفاعلت مع OH^- و ينتج الماء.

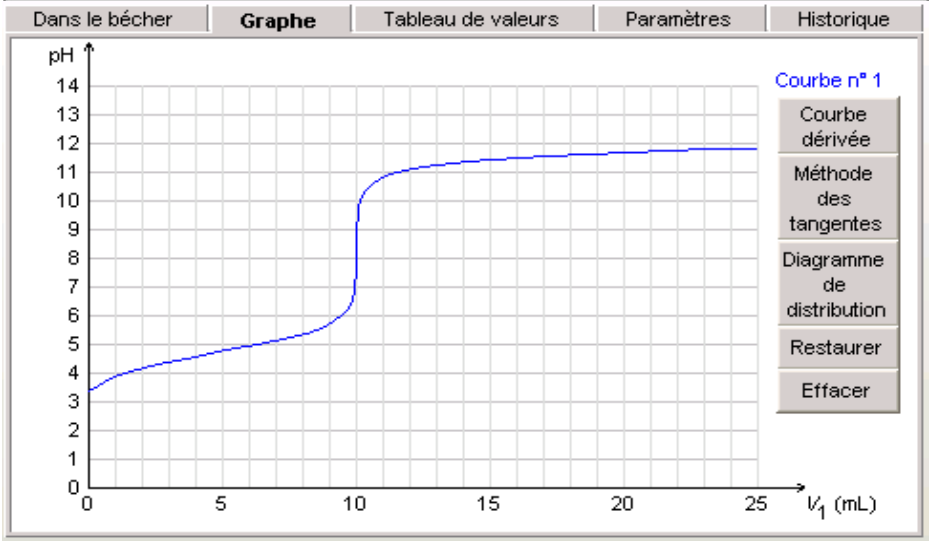
5- المتفاعل المحد:

من أجل $V_{versé} < V_{équiv}$ ، إن المتفاعل المحد هو الصود لأنه يختفي (يتفاعل) كلما أفرغ في البيشر مباشرة

من أجل $V_{versé} > V_{équiv}$، إنّ المتفاعل المحد هو محلول حمض الخل لأنه قد اختفى تماما.

6-- رسم المنحنى $pH = f(V_1)$.





6 -إحداثيات نقطة التكافؤ:

نعينها بطريقة المماسات المتوازية، فنجد: $E(V_b = 10\ mL\ ,\ pH = 8,2)$

8-تعيين حجم الصود المضاف عند التكافؤ: نضع جدول التقدم.

المعادلة	التقدم	$CH_3COOH_{aq} + OH^-_{aq} = CH_3COO^-_{aq} + H_2O_\ell$			
ح.إبتدائية	0	C_2V_2	C_1V_1	0	0
ح.نهائية	$x_{eq} = C_1V_1$	$C_2V_2 - x_{eq}$	0	x_{eq}	x_{eq}

نعلم أنّ عند نقطة التكافؤ تكون كل شوارد H_3O^+ قد تفاعلت مع OH^-.

$C_aV_a = C_bV_b$ أي $C_a = \dfrac{C_bV_{bE}}{V_a}$ ت ع: $C_a = \dfrac{0,02 \times 0.01}{0,02} = 0.01 mol/L$

9- دراسة أجزاء المنحنى:

نلاحظ أنّ المنحنى يتكون من أربعة أجزاء.

الجزء 1 -. $0 \le V_b \le 3\,mL$: يتزايد فيه pH بشكل ملحوظ، و تقعر المنحنى نحو الأعلى.

الجزء 2 - $3 \le V_b \le 9{,}9\,mL$: نلاحظ زيادة في قيمة الـ pH بشكل بطيء .

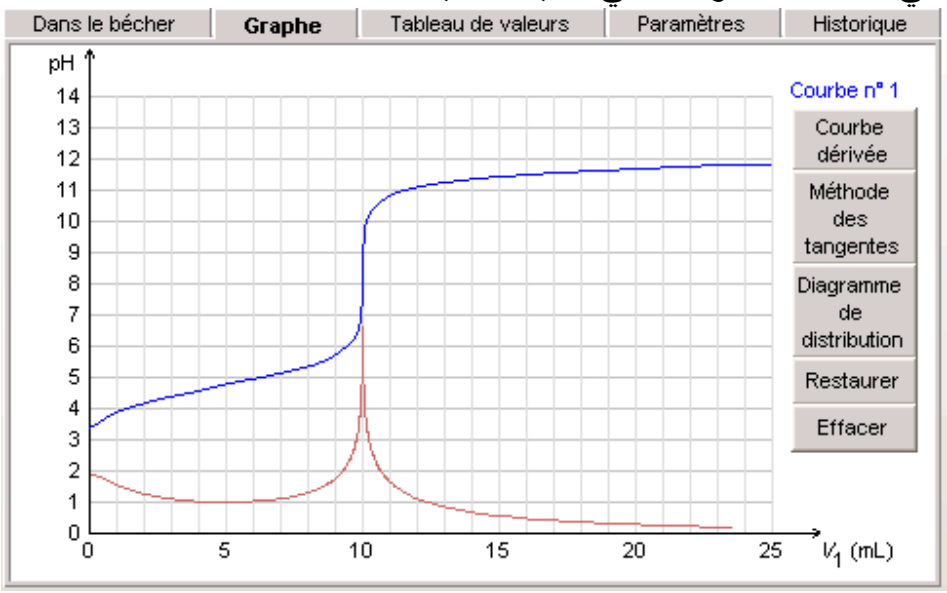
الجزء 3 - $9{,}9 \le V_b \le 10{,}1\,mL$: شكل المنحنى يكون تقريبا شاقوليا و تغير الـ pH فيه كبير، نقول أنّ هناك قفزة للـ pH. و هي المنطقة التي توجد فيها نقطة التكافؤ.

الجزء 4 - $V_b > 10{,}1\,mL$: يصبح تغير الـ pH ضعيفا من جديد ، و يغير المنحنى اتجاهه.

9- لقد وجدنا أنّ حجم التكافؤ هو $V_1 = 10\ mL$ ، إذن فنقطة التكافؤ تقع في الجزء 3.

10- الخاصية التي يمثلها المنحنى $\frac{d(pH)}{d(V_{versé})}$ في نقطة التكافؤ هو أنه يكون أعظميا إمّا بالقيمة العليا أو بالقيمة الدنيا.

في هذه الحالة هو أعظمي بالقيمة العليا.



11- الكاشف الملون المناسب:

نعلم أنّ الكاشف المناسب لمعايرة هو الكاشف الذي ينتمي pH نقطة التكافؤ إلى مجال تغيره اللوني.

في هذه الحالة الكاشف المناسب هو الفينول فتالين