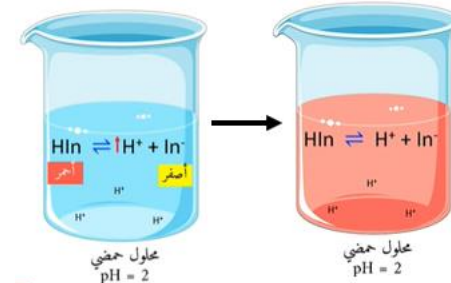


أسرار وجمال معايرة الأحماض والقواعد



أهداف الدرس

- يحدد الكواشف المناسبة لمعايرة الأحماض والقواعد، بالاعتماد على البيانات المعطاة.

- يرسم منحنيات pH لمعايرة أحماض قوية أو ضعيفة مع قواعد قوية أو ضعيفة (لا يتضمن معايرة الأحماض الضعيفة مع القواعد الضعيفة)

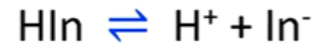
معايير النجاح

- يعرف مصطلح: كاشف الحمض والقاعدة.
- يرسم منحنى pH لعملية معايرة باستخدام حمض قوي وقاعدة قوية.
- يحدد نقطة التكافؤ على منحنى pH لعملية معايرة حمض قوي وقاعدة قوية.
- يحدد الكاشف المناسب المستخدم في معايرة حمض قوي وقاعدة قوية.

- يرسم منحنى pH لعملية معايرة باستخدام قاعدة ضعيفة وحمض قوي.
- يحدد نقطة التكافؤ على منحنى pH لعملية معايرة باستخدام قاعدة ضعيفة وحمض قوي.
- يحدد الكاشف المناسب للاستخدام لعملية معايرة قاعدة ضعيفة وحمض قوي.
- يرسم منحنى pH لعملية معايرة باستخدام قاعدة قوية وحمض ضعيف.
- يحدد نقطة التكافؤ على منحنى pH لعملية معايرة باستخدام قاعدة قوية وحمض ضعيف.



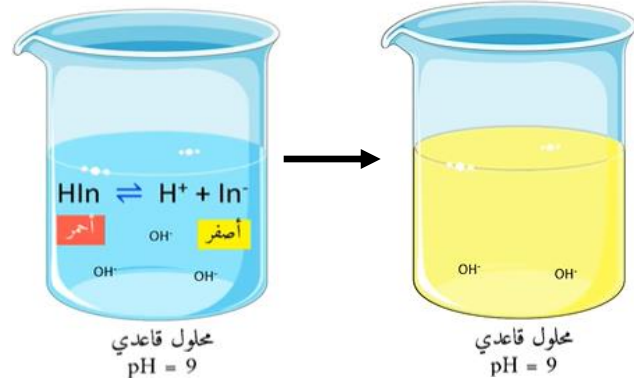
عند تأين الميثيل البرتقالي



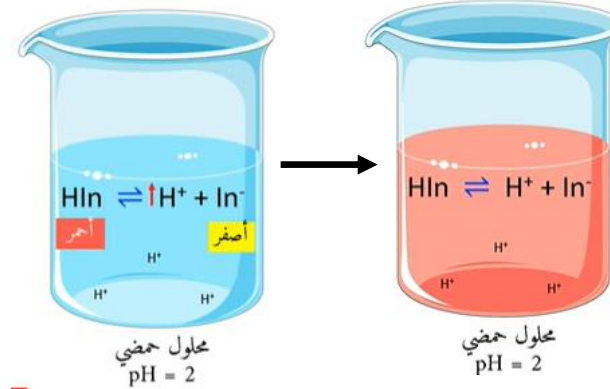
أحمر

أصفر

• وعند إضافة مادة قلوية إلى الميثيل البرتقالي



• عند إضافة حمض إلى الميثيل البرتقالي

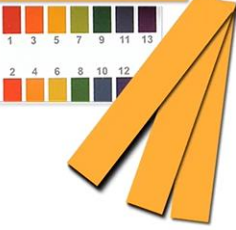


فالكواشف هي عبارة عن أحماض ضعيفة أو قواعد ضعيفة تتأين جزئياً في المحلول حيث يختلف لون الجزء المتأين عن الجزء غير المتأين عبر مدى محدد من قيم (pH).

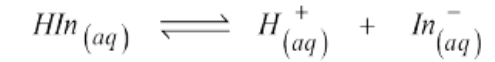
In⁻ = Indicator

دليل أو كاشف

كيف تعمل الكواشف؟



فمثلاً الكاشف الحمضي (HIn) يتأين في المحلول وفق معادلة الاتزان الآتية:



أيون الكاشف لونه (B) جزء غير متأين من الكاشف الحمضي لونه (A)

لون 1

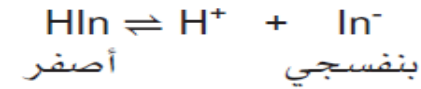
لون 2

✓ يعتمد لون الكاشف على التراكيز النسبية لكل من HIn و In⁻

أكمل الجمل الآتية حول الكواشف، باستخدام الكلمات الآتية:

المتأينة	الأيسر	جزيئي	محدد	يمين
قوي	بنفسجي	ضعيفة	واسع	الأصفر

يتغير لون كاشف حمض-قاعدة في مدى من قيم pH. تُعدّ هذه الكواشف عادةً أحماضًا حيث يمتلك الحمض HIn والأيون In⁻ لونين مختلفين. على سبيل المثال:



تؤدي إضافة قطرات من الكاشف إلى فائض من الحمض إلى انزياح موضع الاتزان نحو الطرف من المعادلة ويتحوّل لون الكاشف إلى يعتمد لون الكاشف على التراكيز النسبية للجسيمات وغير المتأينة.

مصطلحات علمية

كاشف حمض-قاعدة

:Acid-base indicator

حمض ضعيف أو قاعدة

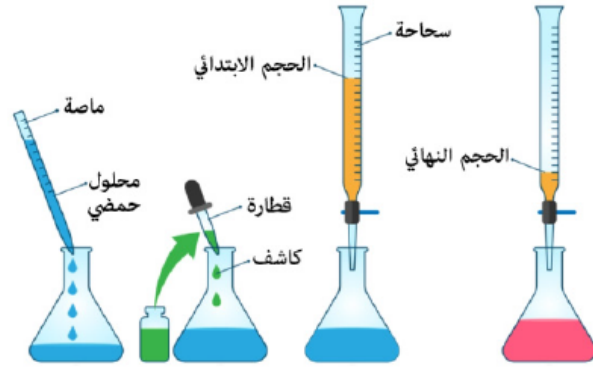
ضعيفة يتغير لونهما عبر

مدى محدد من قيم pH.



- لن يُطلب منك حفظ مدى قيم pH للكواشف وإنما سوف يتم تزويدك بها إذا لزم الأمر.
- يعتمد اختيار أي كاشف لمعايرة معينة على حقيقة أن مدى pH لتغير لون الكاشف يجب أن يقع على جزء الانحدار الحاد لمنحنى المعايرة.

فإذا قمنا بمعايرة حمض مجهول التركيز مع قاعدة معلومة التركيز، فإننا سنضيف القاعدة إلى الحمض من خلال السحاحة إلى أن يتم الوصول إلى نقطة التكافؤ، وعند هذه النقطة يكون عدد مولات أيونات الهيدروجين (H^+) مساوي تماماً لعدد مولات أيونات الهيدروكسيد (OH^-).



وتعتمد نقطة التكافؤ على القوة النسبية لكلاً من الحمض والقاعدة كما هو موضح في الجدول الآتي:

نوع المعايرة	قيمة pH عند نقطة التكافؤ
حمض قوي + قاعدة قوية	$pH = 7$
حمض قوي + قاعدة ضعيفة	$pH < 7$
حمض ضعيف + قاعدة قوية	$pH > 7$

ألوان ومدى قيم pH لبعض الكواشف الكيميائية

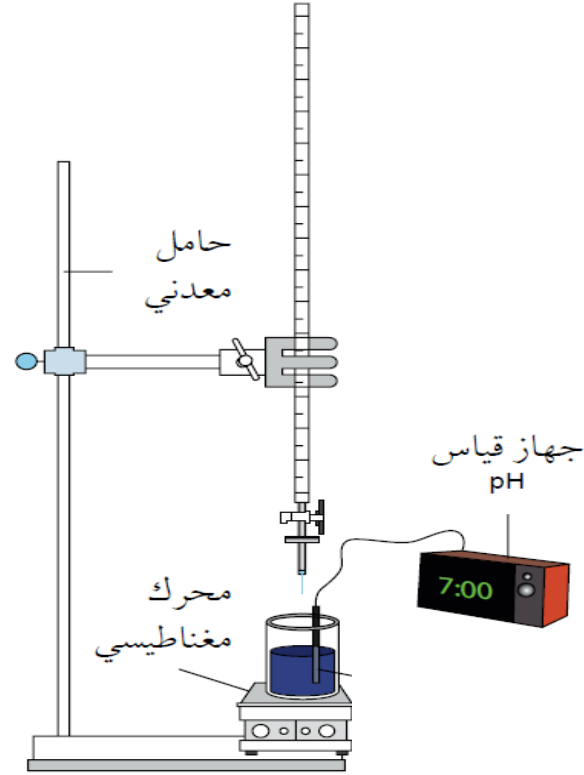
اسم الكاشف	مدى قيم pH	اللون عند قيم pH أقل من مداه	اللون عند قيم pH أكبر من مداه
الميثيل البنفسجي (الأرجواني)	0.0 – 1.6	أصفر	أزرق
الميثيل الأصفر	2.9 – 4.0	أحمر	أصفر
الميثيل البرتقالي	3.2 – 4.4	أحمر	أصفر
البروموفينول الأزرق	2.8 – 4.6	أصفر	أزرق
البروموكريزول الأخضر	3.8 – 5.4	أصفر	أزرق
الميثيل الأحمر	4.2 – 6.3	أحمر	أصفر
البروموثايمول الأزرق	6.0 – 7.6	أصفر	أزرق
الفينولفثالين	8.2 – 10.0	عديم اللون	وردي / بنفسجي
الأليزارين الأصفر	10.1 – 13.0	أصفر	برتقالي / أحمر

مصطلحات علمية

كاشف حمض-قاعدة Acid-base indicator: حمض ضعيف أو قاعدة ضعيفة يتغير لونهما عبر مدى محدد من قيم pH.

نقطة-التكافؤ Equivalence point: هي نقطة المعايرة التي يكون عندها عدد أيونات OH^- المضافة كافياً لمعادلة أيونات H^+ وتسمى بنقطة التعادل في حالة معايرة الأحماض القوية مع القواعد القوية.

نقطة-النهاية End point: النقطة التي تتحقق عند حدوث تغير مفاجئ في قيمة pH على منحنى المعايرة ويتغير عندها لون الكاشف.

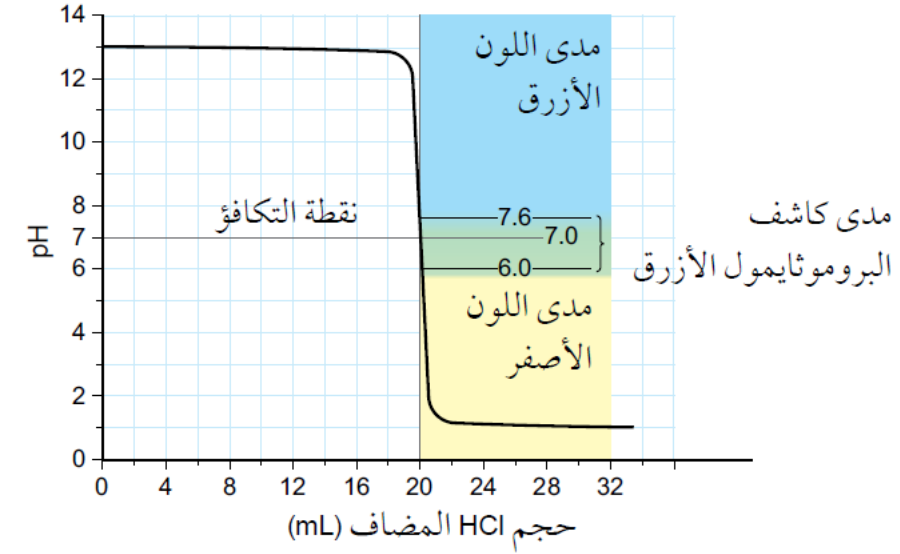
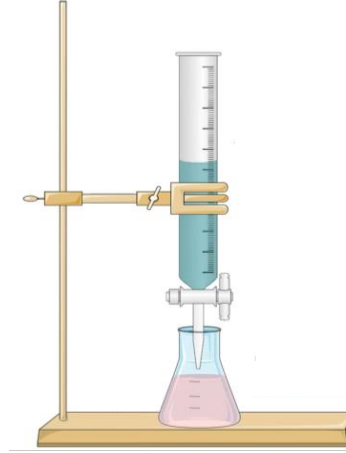
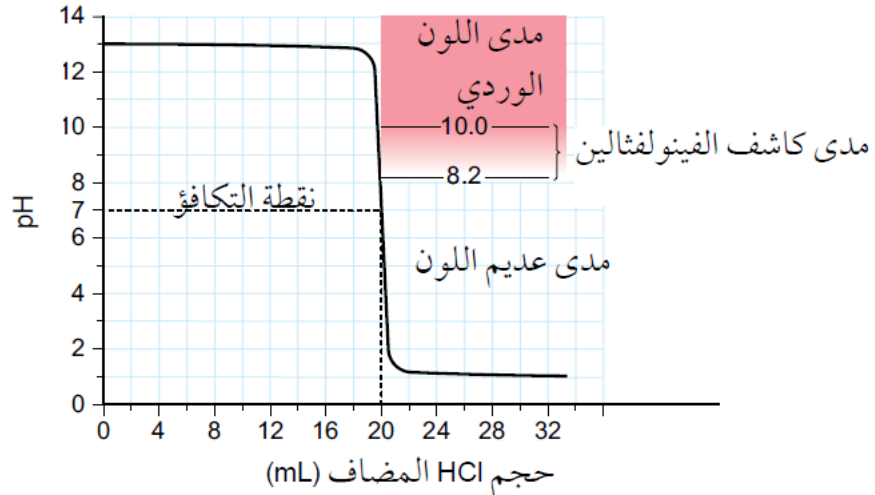


١. معايرة قاعدة قوية مع حمض قوي

وانت تشرب كوفي لازم تعرف مع الأستاذ هشام :

- منطقة الانحدار الحاد: $\text{pH} = 2$ و $\text{pH} = 12$

نقطة منتصف الميل لمنحى الانحدار: $\text{pH} = 7.0$



كيفية اختيار الكاشف

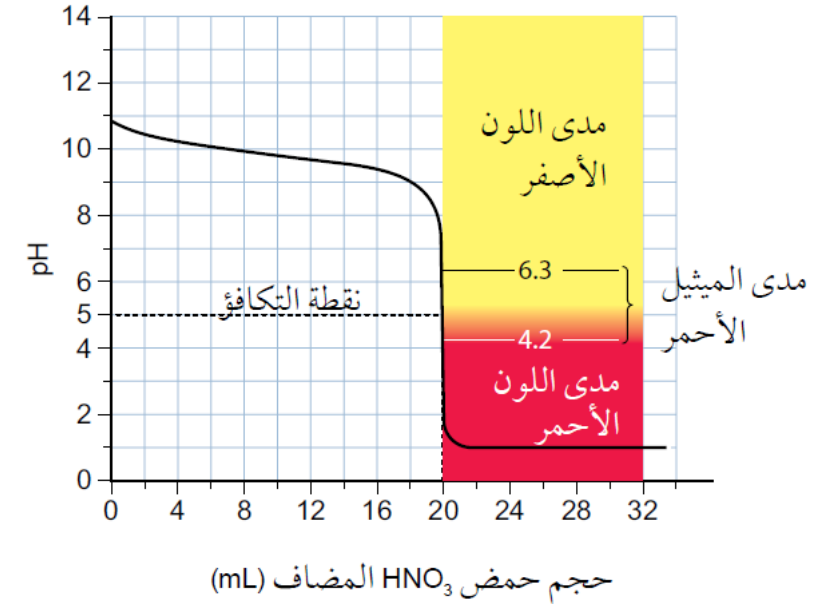
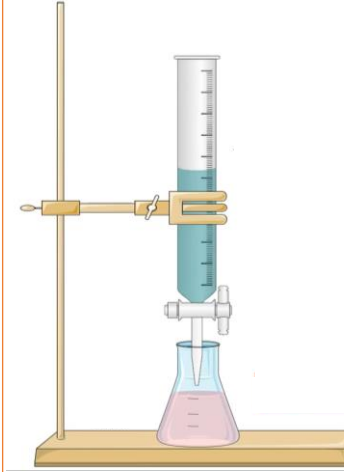
١. يقع مدى الكاشف ضمن منطقة الانحدار الحاد.
٢. أن تكون نقطة التكافؤ قريبة من مدى الكاشف.

٢. معايرة قاعدة ضعيفة مع حمض قوي

وانت تشرب شاي نعان لازم تعرف مع الأستاذ هشام :

ـ منطقة الانحدار الحاد :

نقطة منتصف الميل لمنحنى الانحدار :

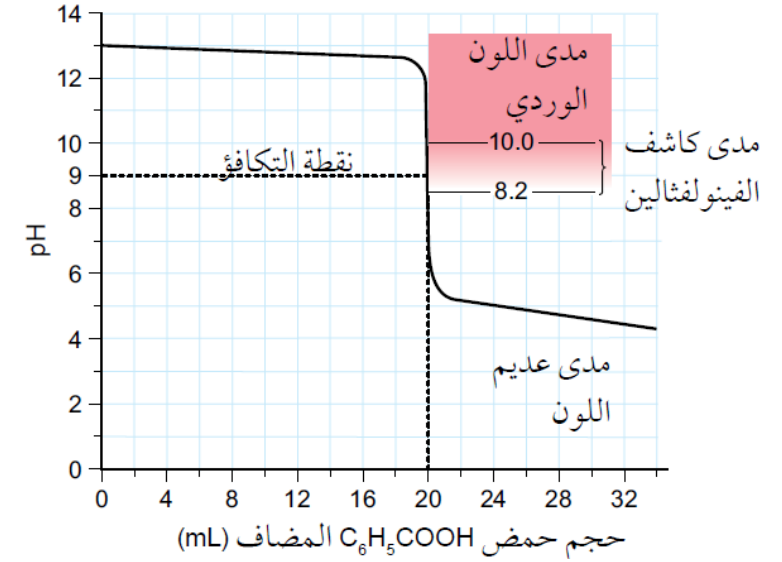
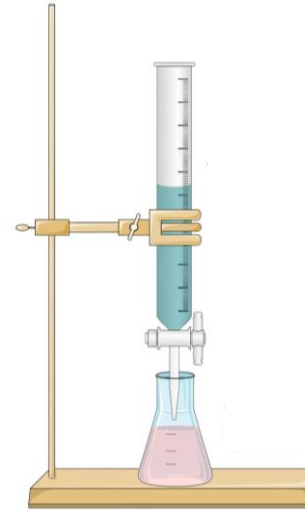


٣. معايرة قاعدة قوية مع حمض ضعيف

وانت ترسم حلمك لازم تعرف مع الأستاذ هشام:

- منطقة الانحدار الحاد:

نقطة منتصف الميل لمنحنى الانحدار:



١. اقترح كاشفاً مناسباً لإيجاد نقطة النهاية للتفاعل الذي يحدث بين كل مما يلي:

١. حمض النيتريك تركيزه 0.05 mol/L ، ومحلل الأمونيا المائي تركيزه 0.05 mol/L .

٢. محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 2.00 mol/L ، وحمض الكبريتيك تركيزه 1.00 mol/L .

٣. محلول هيدروكسيد البوتاسيوم المائي تركيزه 0.00500 mol/L ، وحمض البيوتانويك تركيزه 0.00500 mol/L .

٢. في الشكل المقابل تمثيل بياني يوضح التغير في pH عندما يتفاعل حمض مع قاعدة حيث يُضاف أحدهما إلى الآخر في شكل بطيء. يمتلك كل من الحمض والقاعدة تركيزاً يساوي 0.1 mol/L .

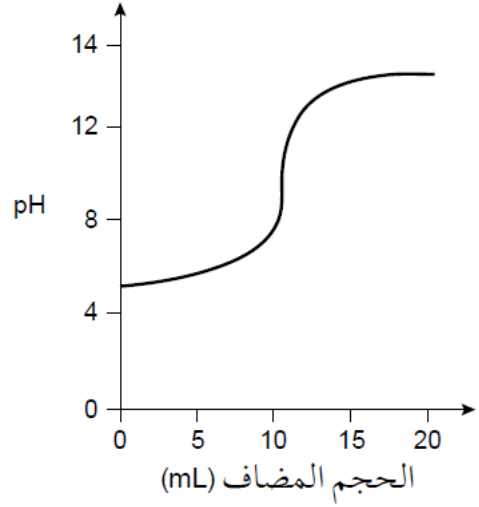
أي من العبارات الآتية صحيحة لنوع المعايرة في الشكل؟

أ. إضافة حمض قوي إلى قاعدة ضعيفة.

ب. إضافة حمض ضعيف إلى قاعدة قوية.

ج. إضافة قاعدة قوية إلى حمض ضعيف.

د. إضافة قاعدة ضعيفة إلى حمض قوي.



١. يوضح الجدول أدناه مدى pH لبعض الكواشف.

الكاشف	مدى pH
أزوليتمين	5.0–8.0
البروموكريزول الأخضر	3.8–5.4
الثايمول الأزرق	1.2–2.8
الثايمول فتالين	8.3–10.6
الميثيل البنفسجي	0.0–1.6

أ. أي من هذه الكواشف يُعدّ الأفضل لاستخدامه لتحديد نقطة-النهاية للتفاعل بين حمض قوي وقاعدة ضعيفة؟ اشرح إجابتك.

.....

.....

.....

ب. اشرح سبب عدم ملائمة كاشف الميثيل البنفسجي لتحديد نقطة-النهاية في هذه المعايرة.

.....

.....

.....

مهم

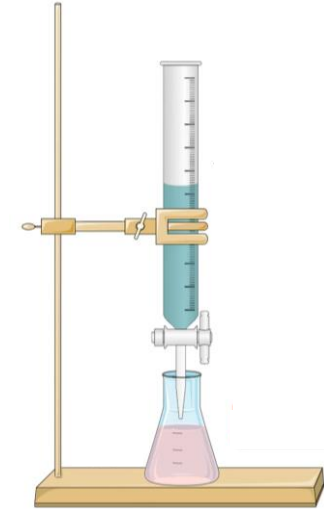
مدى الكاشف: قيم pH التي تقع بين قيمة pH التي يبدأ عندها تغير لون الكاشف وقيمة pH التي يكتمل عندها تغير اللون.

نقطة - نهاية المعايرة:

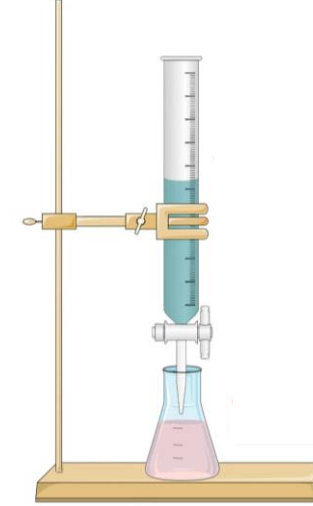
النقطة الموجودة على منحنى المعايرة حيث يكون التفاعل قد اكتمل تماماً من حيث التناسب الكيميائي ويحدث عندها تغير مفاجئ في اللون.

١. ارسم التمثيل البياني لتغير قيمة pH في كل من المعايرتين الآتيتين موضعاً الكاشف المناسب في كل معايرة، ومستعيناً بالجدول السابق:

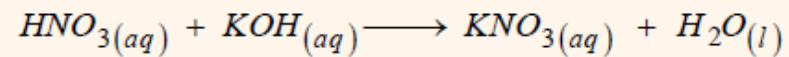
أ. معايرة 20 mL من هيدروكسيد البوتاسيوم المائي تركيزه 0.1 mol/L باستخدام 20 mL من حمض الإيثانويك تركيزه 0.2 mol/L.



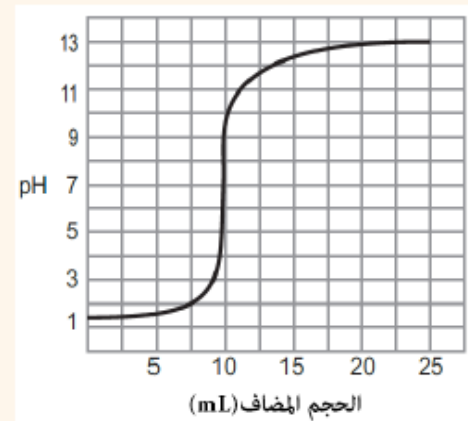
٢. معايرة 20 mL من هيدروكسيد الصوديوم المائي تركيزه 0.01 mol/L، باستخدام
20 mL من حمض الكبريتيك تركيزه 0.01 mol/L.



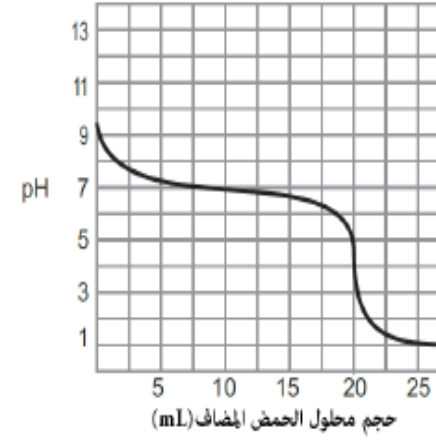
يوضح الشكل الآتي منحنى (pH) لمعايرة محلول حمض النيتريك (HNO_3) تركيزه (0.1 mol/L) مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH) تركيزه (0.5 mol/L)، وفق المعادلة الآتية:



ادرسه جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التي تليه:



- (١) ما المحلول الموجود في السحاحة؟
- (٢) ما قيمة (pH) عند نقطة التكافؤ؟
- (٣) اذكر كاشفين يمكن استخدامهما لهذه المعايرة.
- (٤) اكتب المعادلة الأيونية الصافية التي تمثل التفاعل السابق.
- (٥) احسب حجم حمض النيتريك بوحدة (mL) اللازم للتعاادل مع هيدروكسيد البوتاسيوم.



٢. يوضح الشكل المقابل منحنى (pH) لمعايرة (40 mL) من محلول الأنيلين ($C_6H_5NH_2$) تركيزه (0.76 mol/L) مع حمض أحادي البروتون. ادرسه جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التالية:
- (١) ما الصيغة الكيميائية للحمض؟
- $HCOOH$ ☐ HCl ☐
- (٢) اكتب المعادلة الأيونية الصافية للتفاعل الحادث.
- (٣) ما تركيز أيونات الهيدروجين (H^+) قبل بدأ عملية المعايرة؟ mol/L ج
- (٤) ما قيمة (pH) عند نقطة التكافؤ؟

15

(١) ما رمز منحنى (pH) الذي يدل على المعايرات الآتية؟

- حمض الهيدروكلوريك (HCl) مع محلول من الأمونيا (NH₃) حجمه (25 cm³)
- حمض الإيثانويك (CH₃COOH) مع محلول من هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) حجمه (25 cm³)
- محلول من حمض النيتريك (HNO₃) حجمه (25 cm³) مع هيدروكسيد البوتاسيوم (KOH)

(٢) مستخدماً جدول الكواشف الكيميائية، حدد الكاشف الذي يمكن استخدامه للمنحنى (B) ولا يمكن استخدامه للمنحنى (A).

(٣) ما التغير في اللون عند الوصول إلى نقطة نهاية المعايرة عند استخدام كاشف الفينولفثالين في المنحنى (D)؟

٣. يوضح الشكل أدناه أربعة منحنيات (A, B, C, D) عند معايرة محاليل مائية لأحماض مع قواعد. ادرسها جيداً، ثم أجب عن الأسئلة التي تليها علماً بأن كل محلول تركيزه (0.10 mol/L).

