تم تحميل هذا الملف من موقع ملفات الكويت التعليمية

*للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا com.kwedufiles.www//:https

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الثاني عشر العلمي اضغط هنا

https://kwedufiles.com/14

* للحصول على جميع أوراق الصف الثاني عشر العلمي في مادة كيمياء ولجميع الفصول, اضغط هنا

https://kwedufiles.com/14chemistry

* للحصول على أوراق عمل لجميع مواد الصف الثاني عشر العلمي في مادة كيمياء الخاصة بـ الفصل الثاني اضغط هنا

https://www.kwedufiles.com/14chemistry2

* لتحميل كتب جميع المواد في جميع الفصول للـ الصف الثاني عشر العلمي اضغط هنا

https://www.kwedufiles.com/grade14

للحصول على جميع روابط الصفوف على تلغرام وفيسبوك من قنوات وصفحات: اضغط هنا bot_kwlinks/me.t//:https

الروابط التالية هي روابط الصف الثاني عشر العلمي على مواقع التواصل الاجتماعي

مجموعة الفيسبوك

صفحة الفيسبوك

مجموعة التلغرام

بوت التلغرام

قناة التلغرام

رياضيات على التلغرام

تقرير عن معايرة الأحماض والقواعد

المعايرة عملية تُستخدم لتقدير تركيز مادة معينة في محلول ما بواسطة محلول آخر معلوم التركيز يُسمى المحلول القياسي.

(1): تفاعل التعادل بين حمض قوي (أحادي البروتون) وقاعد قوية (أحادية الهيدروكسيد) عند مزج (100 mL) من محلول حمض الهيدروكلوريك (حمض أحادي البروتون) بتركيز (1M) مع (100 mL) من هيدروكسيد الصوديوم (قاعدة أحادية الهيدروكسيد) بتركيز (1M) في كأس زجاجية سعتها (1L) تحتوي على ميزان للحرارة وبعد تحريك المزيج يُشير الميزان إلى زيادة في الحرارة. بعد ضبط جهاز قياس الأس الهيدروجيني وغسله بالماء المقطر، يتم غمر القطب في المحلول الناتج (المزيج). يشير الجهاز إلى أن قيمة الأس الهيدروجيني pH تساوي(7). تدل قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول الناتج على أن المحلول متعادل.

وعند تسخين عينة من المحلول الناتج وتبخُر الماء كلياً تتكون بلورات بيضاء من كلوريد الصوديوم. عند إضافة الماء إلى كلوريد الصوديوم الذى تكون بعد التبخر، يذوب الراسب وينتج محلولاً مائياً لكلوريد الصوديوم . تدل ذوبانية كلوريد الصوديوم على عدم مشاركة كاتيون الصوديوم (Na^+) وأنيون الكلوريد (Cl^-)في التفاعل . وفقا للمعادلة الأيونية للتفاعل، نجد ما يلى:

$$(H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}) + (Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}) \rightarrow (Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}) + 2H_2O_{(\ell)}$$

توضح هذه المعادلة أن

- كاتيون الصوديوم وأنيون الكلوريد لم يشاركا في التفاعل.
- كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد قد تفاعلا ليكونا الماء السائل.

لذلك يمكن كتابة المعادلة الأيونية التالية التي توضح تفاعل التعادل بين حمض قوي وقاعدة قوية:

$$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$$

تفاعل التعادل: هو تفاعل كاتيون الهيدرونيوم (كاتيون الهيدروجين) من الحمض مع أنيون الهيدروكسيد من القاعدة لتكوين الماء .

مميزات أو خصائص التفاعل بين الأحماض القواعد بما يلى :

- يكون التفاعل طارداً للحرارة.
- يكون التفاعل تاماً عند مزج كميات متكافئة من الحمض والقاعدة بحيث تُستهلك كاتيونات

الهيدرونيوم (H_3O^+) وأنيونات الهيدروكسيد (OH^-) كلياً.

- يكون المحلول المائي الناتج متعادلاً ($pH = 7$) عند تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية تماماً.
- يكون المحلول المائي الناتج حمضياً ($pH < 7$) عند تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة تماماً.
- يكون المحلول المائي الناتج قاعدياً ($pH > 7$) عند تفاعل حمض ضعيف مع قاعدة قوية تماماً.

المحلول القياسي: هو المحلول المعلوم تركيزه بدقة.

عندما يكون لدينا حمض وقاعدة أحدهما معلوم التركيز (محلول قياسي) والآخر مجهول التركيز ويُراد معرفة تركيزه ، نقوم بإجراء عملية مخبرية تُسمى المعايرة.

(1): المعايرة

(1-2): معايرة قاعدة قوية بواسطة حمض قوي باستخدام أدلة التعادل

- تتم معايرة حجم (20 mL) من محلول هيدروكسيد الصوديوم مجهول التركيز بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (0.1 M).
- عند انتهاء المعايرة وجد حجم محلول حمض الهيدروكلوريك المضاف من السحاحة (20 mL).

نقطة انتهاء المعايرة: النقطة التي يتغير عندها لون الدليل.

نكون قد وصلنا إلى

نقطة التكافؤ : هي النقطة التي يتساوى عندها عد مولات كاتيونات هيدرونيوم الحمض مع عدد مولات أنيونات هيدروكسيد القاعدة .

يمكن التعبير عن التفاعل بالمعادلة التالية:

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(\ell)}$$
$$OH^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightarrow 2H_2O_{(\ell)}$$

نستنتج من المعادلة أعلاه أن عدد مولات كاتيونات الهيدرونيوم من حمض الهيدروكلوريك يتعادل مع عدد مولات أنيونات هيدروكسيد مساوية له من هيدروكسيد الصوديوم .

لذلك يمكن استنتاج العلاقة الرياضية التالية عند نقطة التكافؤ:

$$aA + bB \rightarrow cC + dH_2O$$

الحمض + القاعدة → الملح + الماء

◆ عند نقطة التكافؤ

عدد مولات OH^- (من القاعدة) = عدد مولات H_3O^+ (من الحمض)

$$\frac{n_a}{a} = \frac{n_b}{b}$$

$$\frac{C_a \times V_a}{a} = \frac{C_b \times V_b}{b}$$

$$\frac{0.1 \times 20 \times 10^{-3}}{1} = \frac{20 \times 10^{-3} \times C_b}{1}$$

$$C_b = 0.1\ M$$

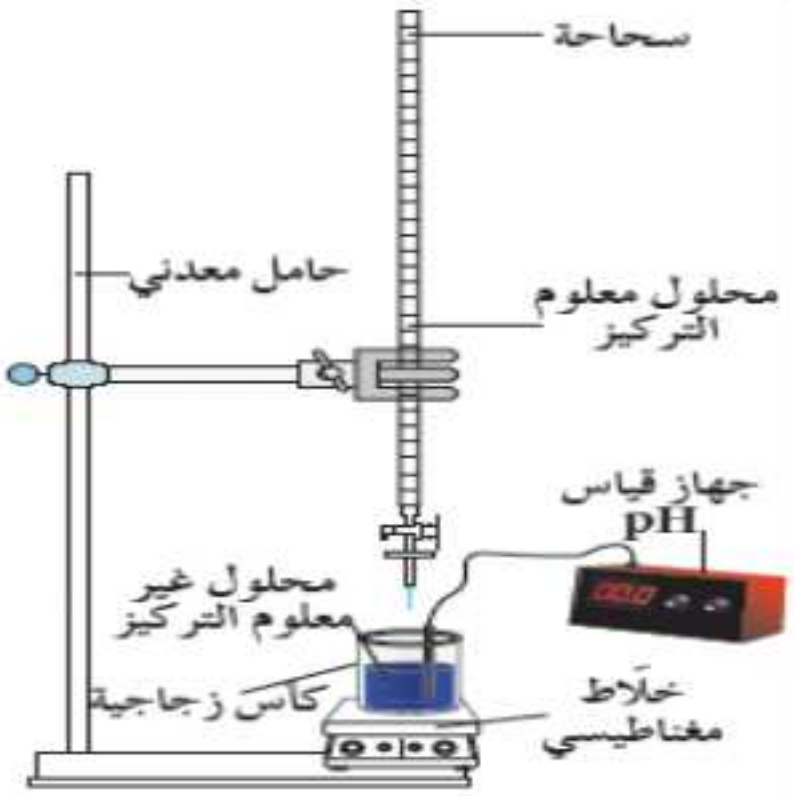
علماً أن:

- C_a تركيز الحمض
- C_b تركيز القاعدة
- V_a حجم الحمض
- V_b حجم القاعدة
- a , b معاملات اتحادية العناصر

عملية المعايرة : هي عملية كيميائية مخبرية يتم من خلالها معرفة حجم المحلول القياسي (حمض أو قاعدة) اللازم ليتفاعل تماماً مع المادة (حمض أو قاعدة) التي يُراد معرفة تركيزها.

معايرة حمض قوي (HA) مع قاعدة قوية (BOH)

باستخدام جهاز قياس الأس الهيدروجيني pH



تتم معايرة (20mL) من محلول حمض الهيدروكلوريك بتركيز (0.01 M)، بهيدروكسيد الصوديوم (قاعدة قوية) في السحاحة بتركيز (0.01 M)

- يُسجل جهاز قياس الأس الهيدروجيني في الكأس الزجاجية قيمة ($pH = 2$).
- بعد تشغيل الخلاط المغناطيسي ، يُضاف تدريجياً محلول هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول حمض الهيدروكلوريك في الكأس الزجاجية.
- تُسجل قيمة pH عند إضافة (2 mL) من المحلول القاعدي.
- تُكرر الخطوة السابقة وتسجل في كل مرة قيمة pH إلى أن تصبح قيمة الحجم الكلى المضاف للقاعدة (30 mL).

جدول نتائج معايرة حمض قوي (HCl) بواسطة قاعدة قوية (NaOH)

V_b(mL)	pH	V_b(mL)	pH	V_b(mL)	pH
0	2	14	2.7	21	10.1
2	2.1	16	2.9	22	10.5
4	2.2	18	3.3	24	10.9
6	2.3	19	3.6	26	11
8	2.4	19.5	4.2	28	11.1
10	2.5	20	7	30	11.2
12	2.6	20.5	9.4		