

تم تحميل هذا الملف من موقع ملفات الكويت التعليمية



[com.kwedufiles.www//:https](https://www.kwedufiles.com)

\*للحصول على أوراق عمل لجميع الصفوف وجميع المواد اضغط هنا

\* 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 وجميع 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>

\* لتحميل جميع ملفات المدرس محمد دهشان اضغط هنا

[bot\\_kwlinks/me.t//:https](https://t.me/bot_kwlinks)

للحصول على جميع روابط الصفوف على تلغرام وفيسبوك من قنوات وصفحات: اضغط هنا

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

## الفصل الثاني: معايرة الأحماض والقواعد

**المعايرة:** عملية تستخدم لتقدير تركيز مادة معينة في محلول ما بواسطة محلول الآخر معلوم التركيز يسمى المحلول القياسي .

### 1. تفاعل التعادل بين حمض قوي (أحادي البروتون) وقاعد قوية (أحادية الهيدروكسيد)

#### تجربة عملية توضح تفاعل التعادل :

- عند مزج 100mL من محلول حمض الهيدروكلوريك بتركيز 1M مع 100mL من هيدروكسيد الصوديوم بتركيز 1M في كأس زجاجية سعتها 1L تحتوي على ميزان للحرارة وبعد تحريك المزيج يشير الميزان إلى زيادة في الحرارة .
  - بعد ضبط جهاز قياس الأس الهيدروجيني وغسله بالماء المقطر، يشير الجهاز إلى أن قيمة الأس الهيدروجيني pH تساوي 7 .
  - تدل قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول الناتج على أن المحلول متعادل .
  - عند تسخين عينة من المحلول الناتج وتبخير الماء كلياً تتكون بلورات بيضاء من كلوريد الصوديوم .
  - عند إضافة الماء إلى كلوريد الصوديوم الذي 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 .
- وفقاً للمعادلة الأيونية للتفاعل ، نجد ما يلي :



توضح هذه المعادلة أن كاتيون الصوديوم وأنيون الكلوريد لم يشاركا في التفاعل .  
أما كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد قد تفاعلا ليكونا الماء السائل .  
لذلك يمكن كتابة المعادلة الأيونية النهائية التالية  
التي توضح تفاعل التعادل بين حمض قوي وقاعدة قوية :



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

#### يتميز التفاعل بين الأحماض والقواعد بما يلي :

- ⇨ يكون التفاعل طارداً للحرارة .
- ⇨ يكون التفاعل تاماً عند مزج كميات متكافئة من الحمض والقاعدة بحيث تسهلك 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 .

## المعايرة

**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 يراد معرفة تركيزها .

**المحلول القياسي:** هو المحلول المعروف تركيزه بدقة.

**أولاً: معايرة قاعدة قوية بواسطة حمض قوي باستخدام أدلة التعادل:**

تتم معايرة حجم ( 20mL ) من محلول هيدروكسيد الصوديوم مجهول التركيز بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك تركيزه ( 0.1 M ) وفقاً للخطوات التالية :

1- تملأ السحاحة بـ حمض الهيدروكلوريك القياسي باستخدام قمع زجاجي ونضبط سطح المحلول عد صفر التدرج .

2- يوضع حجم ( 20 mL ) من محلول هيدروكسيد الصوديوم ( مجهول التركيز ) بواسطة الماصة في الدورق المخروطي

3- تضاف قطرتين من دليل الميثيل البرتقالي إلى المحلول في الدورق المخروطي . يتحول لون المحلول إلى اللون الأصفر ( لون الحالة القاعدية )

4- يوضع حمض الهيدروكلوريك من السحاحة تدريجياً مع محلول هيدروكسيد الصوديوم في الدورق المخروطي ثم رجحه باستمرار حتى يتغير لون المحلول ( يصبح أحمر ) .

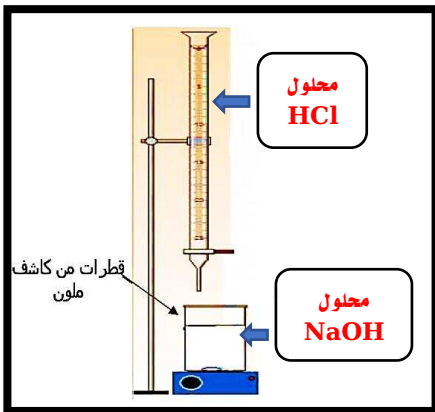
5- نسجل حجم حمض الهيدروكلوريك المضاف من السحاحة .

6- نكرر الخطوات من (1) إلى (5) ثلاث مرات وتسجل في كل مرة حجم حمض الهيدروكلوريك المضاف من السحاحة ثم نحسب المتوسط الحسابي لحجم حمض الهيدروكلوريك .

7- وجد أن حجم محلول حمض الهيدروكلوريك المضاف من السحاحة ( 20 mL ) .

عند انتهاء المعايرة التي يمكن تحديدها عند تغير لون الدليل نكون قد وصلنا إلى

**نقطة التكافؤ.**



### أنواع الأدلة المستخدمة في عملية المعايرة

الدليل	نوع الدليل	لون الحالة الحمضية للدليل	لون الحالة القاعدية للدليل
الميثيل البرتقالي	حمضي	أحمر	أصفر
الميثيل الأحمر	حمضي	أحمر	أصفر
الفينولفثالين	قاعدي	شفاف	زهري
الثيرمول الأزرق	قاعدي	أصفر	أزرق

### الأدلة المناسبة للمعايرة :

نوع المعايرة	نوع المحلول الناتج	قيمة PH للمحلول الناتج	الدليل المناسب للمعايرة
حمض قوي مع قاعدة قوية	متعادل	تساوي 7	جميع الأدلة
حمض قوي مع قاعدة ضعيفة	حمضي	أقل من 7	الميثيل الأحمر أو الميثيل البرتقالي
حمض ضعيف مع قاعدة قوية	قاعدي	أكبر من 7	الفينولفثالين أو الثيرمول الأزرق

**الدليل المناسب:** هو الدليل الذي يجب أن يتغير لونه عند حدوث التغير المفاجئ في قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول حول نقطة التكافؤ. أو الدليل الذي يتفق مداه والمدى الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول حول نقطة التكافؤ.

**علل:** لا يصلح الميثيل البرتقالي كدليل عند معايرة محلول حمض الأسيتيك مع محلول هيدروكسيد البوتاسيوم.

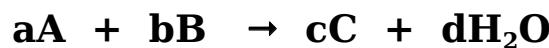
لأن حمض الأسيتيك ضعيف وهيدروكسيد البوتاسيوم قاعدة قوية. لذلك تكون قيمة الأس الهيدروجيني pH للمحلول عند نقطة التكافؤ أكبر من 7 ومدى دليل الميثيل البرتقالي أقل من 7 بالتالي لا يتفق مدى دليل الميثيل البرتقالي والمدى الذي يحدث عنده التغير المفاجئ في قيمة pH للمحلول حول نقطة التكافؤ.

### أكمل :

- 1- عند معايرة حمض الهيدروكلوريك مع محلول الأمونيا فإن الدليل المناسب للمعايرة هو..... الميثيل الأحمر أو الميثيل البرتقالي.....
- 2- عند معايرة حمض الأسيتيك بواسطة هيدروكسيد الصوديوم فإن الدليل المناسب للمعايرة هو... الفينولفثالين أو الثيمول الأزرق....

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

لذلك يمكن استنتاج العلاقة الرياضية التالية عند نقطة التكافؤ :



الماء + الملح → القاعدة + الحمض

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

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

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

علماً أن:  $C_a$  هي تركيز الحمض،  $V_a$  هي حجم الحمض،  $C_b$  هي تركيز القاعدة،  $V_b$  هي حجم القاعدة،  $a$  هي معاملات اتحادية العناصر.

(مثال 1): تعادل 10 mL من محلول حمض الكبريتيك تماماً مع 25 mL من هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه  $0.4 \text{ mol.L}^{-1}$  احسب تركيز حمض الكبريتيك .

$$Ca = ?$$

$$Va = 10 \text{ mL} \\ = 0.01 \text{ L}$$

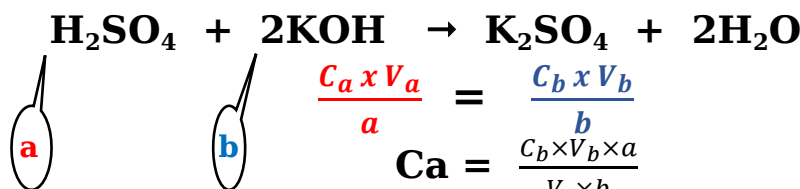
$$a = 1$$

$$Cb = 0.4 \text{ M}$$

$$Vb = 25 \text{ mL}$$

$$= 0.025 \text{ L}$$

$$b = 2$$



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

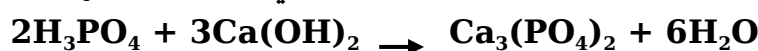
$$Ca = \frac{C_b \times V_b \times a}{V_a \times b}$$

$$Ca = \frac{0.4 \times 0.025 \times 1}{0.01 \times 2} = 0.5 \text{ M}$$

القانون :

التعويض :

(مثال 3): احسب عدد مولات حمض الفوسفوريك  $H_3PO_4$  اللازمة لكي يتعادل تماماً مع (0.3 مول) من هيدروكسيد الكالسيوم وفق المعادلة:



$$na = ?$$

$$a=2$$

$$nb = 0.3 \text{ mol}$$

$$b=3$$

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

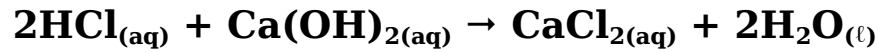
$$n_a = \frac{n_b \times a}{b} = \frac{0.3 \times 2}{3} = 0.2 \text{ mol}$$

القانون :



(مثال 4): احسب حجم محلول هيدروكسيد الكالسيوم  $\text{Ca(OH)}_2$  الذي تركيزه  $0.2 \text{ M}$  واللازم لمعايرة محلول لحمض الهيدروكلوريك يحتوي على  $0.5 \text{ mol}$  من الحمض وفق المعادلة التالية :

$$\begin{aligned} n_a &= \\ 0.5 \text{ mol} \\ a &= 2 \\ C_b &= 0.2 \text{ M} \\ V_b &= ? \text{ ml} \\ b &= 1 \end{aligned}$$



$$\frac{n_a}{a} = \frac{C_b \times V_b}{b}$$

$$V_b = \frac{n_a \times b}{C_b \times a}$$

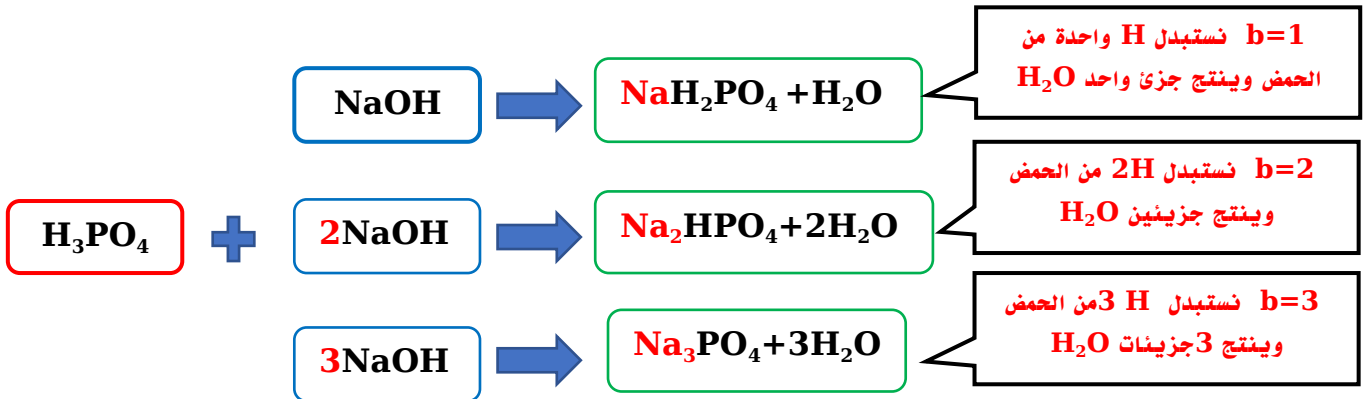
القانون :

التعويض :

$$V_b = \frac{0.5 \times 1}{0.2 \times 2} = 1.25 \text{ L}$$

ملحوظة هامة:

إذا لم يذكر في المسألة معادلة التفاعل تكون قيمة ( a ) = 1 دائماً.  
وتكون قيمة ( b ) = ( 1 أو 2 أو 3 ) وتحدد من صيغة الملح الناتج . مثال :



(مثال 5): احسب عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم واللازمة للتفاعل مع  $0.2 \text{ mol}$  من حمض الفوسفوريك  $\text{H}_3\text{PO}_4$  حتى مرحلة تكون الملح  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  .

$$\begin{aligned} n_a &= 0.2 \text{ mol} \\ a &= 1 \\ n_b &= ? \\ b &= 2 \end{aligned}$$

الحل

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

$$n_b = \frac{n_a \times b}{a} = \frac{0.2 \times 2}{1} = 0.4 \text{ mol}$$

القانون :

(مثال 6): تعادلت كمية من حمض أحادي البروتون HA مع  $500 \text{ ml}$  من محلول قاعدي BOH تركيزه  $0.1 \text{ M}$  حتى تكون الملح BA . احسب عدد مولات الحمض .

$$\begin{aligned} n_a &= ? \\ a &= 1 \\ C_b &= 0.1 \text{ M} \\ V_b &= 500 \text{ ml} \\ &= 0.5 \text{ L} \\ b &= 1 \end{aligned}$$

الحل

$$\frac{n_a}{a} = \frac{C_b \times V_b}{b}$$

$$n_a = \frac{C_b \times V_b \times a}{b} = \frac{0.1 \times 0.5 \times 1}{1} = 0.05 \text{ mol}$$

القانون :