

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>

[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

## **الموضوع :** معايرة الأحماض والقواعد

للأحماض والقواعد أهمية كبيرة في حياتنا اليومية والعلمية والصناعية ، تستخدم بعض كحَمْض الكبريتيك وبعض القواعد كهيدروكسيد الصوديوم والأمونيا في الكثير من الصناعات المهمة والضرورية بدءاً بالمنظفات المنزلية وصولاً إلى أسمدة التربة ، وقد أصبح من المهم معرفة تركيز الحمض أو القاعدة في المواد التي نستخدمها في حياتنا ، والمعايرة عملية تستخدم لتقدير تركيز مادة معينة في محلول ما بواسطة محلول آخر معلوم التركيز يسمى المحلول القياسي .

- تفاعل التعادل هو تفاعل كاتيون الهيدرونيوم ( $H^+$ ) من الحمض مع أنيون الهيدروكسيد من القاعدة لتكوين الماء ويتميز التفاعل بين الأحماض والقواعد بما يلي :
- يكون التفاعل طارداً للحرارة .
  - يكون التفاعل تام عند مزج كميات متكافئة من الحمض والقاعدة ، بحيث تستهلك كاتيونات الهيدرونيوم وانيونات الهيدروكسيد 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 .

**ما هي المعايرة ؟** هي علمية كيميائية يتم من خلالها معرفة حجم المحلول القياسي ( حمض أو قاعدة ) اللازم ليتفاعل تماماً مع المادة (حمض أو قاعدة) التي يراد معرفة تركيزها .  
لتنتم المعايرة لابد من أن توجد عدة شروط منها : أن يكون فعالاً سريعاً ، أن يكون وحيداً دون أي تفاعلات ثانوية مرافقة و أن يكون تفاعلاً تاماً

عندما نستخدم المعايرة يحدث تفاعل بين حمض وقاعدي. ونتعرف على نقطة تعادل الحامض والقاعدة عن طريق إضافة كاشف لوني أو مؤشر الباهاء. كما يمكن قياس قيمة الأس الهيدروجيني بواسطة أقطاب كهربائية وتعيين نقطة التعادل عن

طريق الرسم البياني لقراءات الأس الهيدروجيني وكمية المحلول المستخدم في المعايرة.

في حالة استخدام كاشف لوني يتغير لون الكاشف عند نقطة التعادل. ونقطة التعادل تختلف قليلاً عن نهاية المعايرة بسبب ان نقطة التعادل تعيينها نسب المواد المتفاعلة بينما نهاية المعايرة يحددها تغير لون الكاشف. ولهذا يجب اختيار الكاشف اللوني المناسب بغرض تقليل نسبة الخطأ في المعايرة. وعلى سبيل المثال، إذا كانت نقطة التعادل عند الباهاء 8.4 فيكون استخدام الفينولفثالين أكثر مناسباً عن استخدام أليزارين أصفر، حيث أن الفينولفثالين يخفض من نسبة الخطأ. وتبين القائمة التالية عدة كواشف، وألوانها ونطاق الأس الهيدروجيني لها عند نقطة تغير اللون.

عند ضرورة تعيين دقيق لنقطة المعايرة أو عندما يكون المحلول المراد معايرته حمضاً ضعيف ويكون المحلول المعيار قلويًا ضعيفاً يستحسن استخدام مقياس الباهاء لمتابعة سير التفاعل (أو قياس التوصيل الكهربائي للمحلول).

طريقة المعايرة كمية مقاسة بدقة من المحلول المراد معايرته في قارورة وبضع نقط من كاشف لوني. نضع القارورة تحت السحاحة المحتوية على المحلول المعيار. ونبدأ بإضافة كميات قليلة من السحاحة إلى القارورة حتى يتغير لون الكاشف، مشيراً إلى اكتمال المعايرة

وطبقاً لنقطة النهاية المرادة فقد يحددها نقطة أو أقل من نقطة إضافية من السحاحة لإثبات لون الكاشف. وعند الوصول إلى نقطة التعادل (نقطة النهاية) للتفاعل، نقوم بقياس كمية محلول المعيار المستهلكة، ونقوم بحساب تركيز المحلول المراد معايرته، باستخدام المعادلة:

حيث :

$$C_a = \frac{C_t \times V_t \times M}{V_a}$$

$C_a$  تركيز المحلول المراد معايرته؛ ويعبر عنها عادة بالمولية  
بالوحدة مول/لتر

$C_t$  تركيز المحلول المعيار (محلول السحاحة)؛ ويعبر عنها عادة  
بالمولية بالوحدة مول/لتر

$V_t$  حجم المحلول المعاير  
 $M$  النسبة المولية للمحلول المراد معايرته إلى محلول المعايير  
طبقا لمعادلة التفاعل ;  
 $V_a$  حجم المحلول المراد معايرته

المصادر : الكتاب المدرسي ، موقع وكيبيديا ، موقع موضوع.