درس الأحماض والقواعد

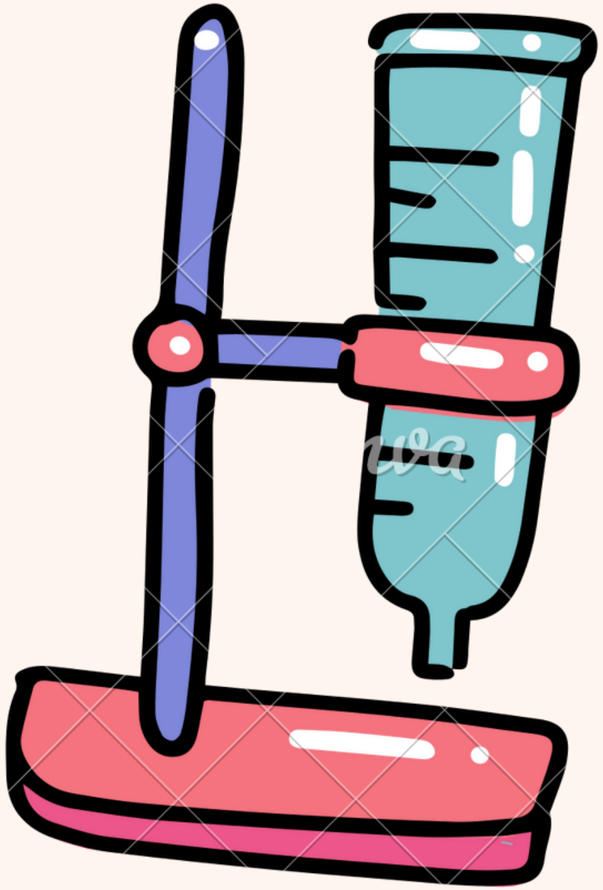
تم تحميل هذا الملف من موقع المناهج السعودية	
موقع المناهج ⇦ المناهج السعودية ⇦ الصف الثاني الثانوي ⇦ كيمياء ⇦ الفصل الثالث ⇦ ملفات متنوعة ⇦ الملف	
تاريخ إضافة الملف على موقع المناهج: 18-04-2025 21:46:10	
المزيد من مادة كيمياء:	ملفات ا كتب للمعلم ا كتب للطالب ا اختبارات الكترونية ا اختبارات ا حلول ا عروض بوربوينت ا أوراق عمل منهج انجليزي ا ملخصات وتقارير ا مذكرات وبنوك ا الامتحان النهائي ا للمدرس

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني الثانوي					
صفحة المناهج السعودية على فيسبوك					
المواد على تلغرام	التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات	

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني الثانوي والمادة كيمياء في الفصل الثالث	
1	مطوية الفصل السادس الهيدروكربونات
2	الكراسة التفاعلية للفصل الثالث
3	اختبار فصل الهيدروكربونات كيمياء 2
4	ملزمة محلولة للاختبار النهائي
5	نموذج اختبار نهائي غير محلول

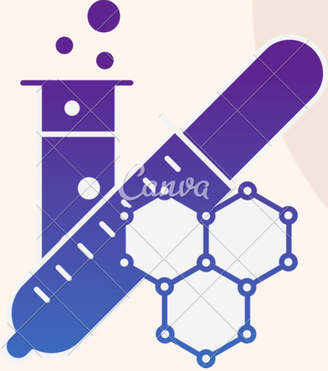
الاحماض والقواعد

عمل الطالبة:



almanahj.com/sa
2025 2024
موقع المناهج السعودية

الاحماض والقواعد

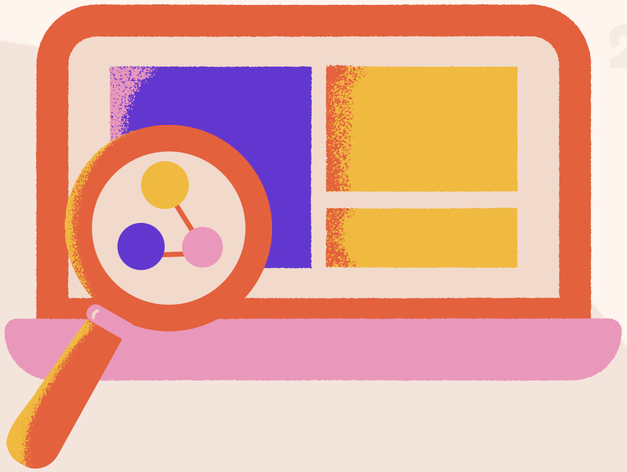


لا

يُعدّ عالم الكيمياء روبرت بويل (بالإنجليزية: Robert Boyle) أول من قام بتصنيف المواد إلى أحماض (بالإنجليزية: Acids) وقواعد (بالإنجليزية: Bases) في القرن السابع عشر، وأطلق على القواعد اسم القلويات، وقد صنّفها اعتماداً على عدد من الخصائص، إذ عرّف الأحماض على أنّها مواد طعمها حامض، وتسبب تآكل المعادن، وتحول ورقة عباد الشمس إلى الأحمر، وتقل حامضيتها عند خلطها مع القواعد.

وعرّف القواعد بأنّها مواد ذات ملمس زلق، وتحول ورقة عباد الشمس إلى الأزرق، وتقل قاعديتها عند خلطها مع الأحماض، وقد حاول العلماء فيما بعد -من ضمنهم بويل- توضيح سلوك الأحماض والقواعد وكيفية عملها، لكن لم يتمّ اقتراح أي تعريف منطقي للأحماض والقواعد إلّا في القرن التاسع عشر.

تعريف ارهينيوس



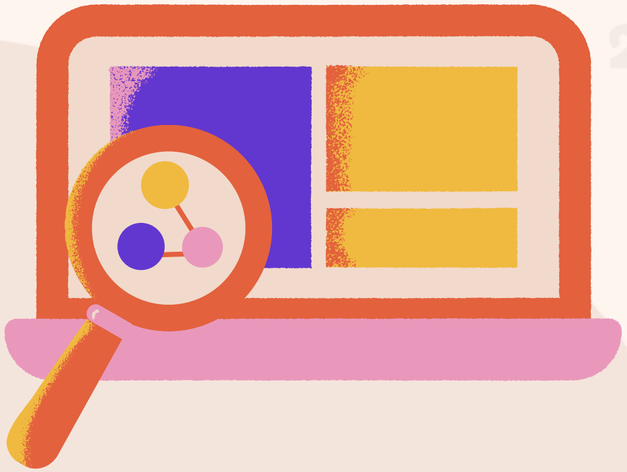
قدّم العالم السويدي سفانت أرهنيوس (بالإنجليزية: Svante Arrhenius) في أواخر القرن التاسع عشر مقترحاً تضمن أنّ الماء قادر على إذابة بعض المركبات وتفكيكها إلى أيّونات منفردة، وبذلك عرّف الأحماض على أنّها مركبات تحتوي على عنصر الهيدروجين وتتفكك في الماء لإطلاق أيون الهيدروجين إلى المحلول، فمثلاً عند إذابة حمض الهيدروكلوريك (HCl) في الماء يَنتِج أيون الهيدروجين (H+) وأيون الكلوريد (Cl-) على النحو الآتي:

(HCl in H2O → H+ (aq) + Cl-(aq

بينما عرّف القواعد على أنّها مركبات تذوب في الماء وتتفكك لتُطلق أيونات الهيدروكسيد (OH-) إلى المحلول، فعلى سبيل المثال عند إذابة القاعدة هيدروكسيد الصوديوم في الماء ينتج أيون الهيدروكسيد (OH-)، وأيون الصوديوم (Na+) على النحو الآتي:

aq)-NaOH in H2O → Na+ (aq) + OH)

تابع تعريف ارهينيوس



وقدّم تعريف أرهنيوس توضيحاً لأساسيات كيمياء الأحماض والقواعد، ووضحت نظريته العديد من الأمور، منها :

- تمتلك جميع الأحماض والقواعد خصائص متشابهة فيما بينها؛ لأنّ جميع الأحماض تُطلق أيون الهيدروجين إلى المحاليل، وتُطلق جميع القواعد أيون الهيدروكسيد إلى المحاليل.
- تؤثر كل من الأحماض والقواعد على بعضها البعض عندما تتفاعل معاً، بحيث تُضعف القاعدة من تأثير الحمض والعكس صحيح، وتسمى هذه التفاعلات تفاعلات التعادل (بالإنجليزية: Neutralization)، وقد استنتج هذه الفكرة من خلال شرحه لملاحظات بويل.

وعلى الرغم من ذلك لم تستطِع نظريته تفسير سلوك بعض المواد، فمثلاً يتصرف مركب بيكربونات الصوديوم ($NaHCO3$) بطريقة تشبه القاعدة في حين أنّه لا يحتوي على أيون الهيدروكسيد.

Almanahj.com
2025
2024
المنهج السعودي

تعريف برونستد - لوري

نشر العالم الدنماركي يوهانس برونستد (بالدنماركية: Johannes Brønsted)، والعالم الإنجليزي توماس لوري (بالإنجليزية: Thomas Lowry) عام 1932م أبحاثاً مُستلقة لكنها متشابهة تضمّنت تنقيحاً لنظرية أرهنيوس للأحماض والقواعد.

إلّا أنّ تعريف برونستد- لوري كان أشمل، والذي ينص على: "الحمض هو أيّ مادة يُمكنها التبرع بأيون الهيدروجين، ويُسمى غالباً متبرع البروتون؛ لأنَّ أيون الهيدروجين يشبه في تصرفه هذا تصرف البروتون، إذ إنّه يفقد إلكتروناً"، وهذا يتوافق مع تعريف أرهنيوس إلى حد ما.

بينما يختلف مفهوم القاعدة بالنسبة لهما تماماً عن مفهوم أرهنيوس، إذ عرّف القاعدة على أنّها أيّ مادة قادرة على استقبال أيون الهيدروجين، بناءً على ذلك يُعدّ هيدروكسيد الصوديوم مادة قاعدية؛ لأنّه يستقبل أيون الهيدروجين من الحمض لإنتاج الماء، كما استطاع مفهوم برونستد-لوري توضيح سلوك المواد التي تتصرف كالقواعد ولكنها لا تحوي أيون الهيدروكسيد، ومثال على ذلك مركب بيكربونات الصوديوم، والذي يتفاعل حسب المعادلة الآتية:

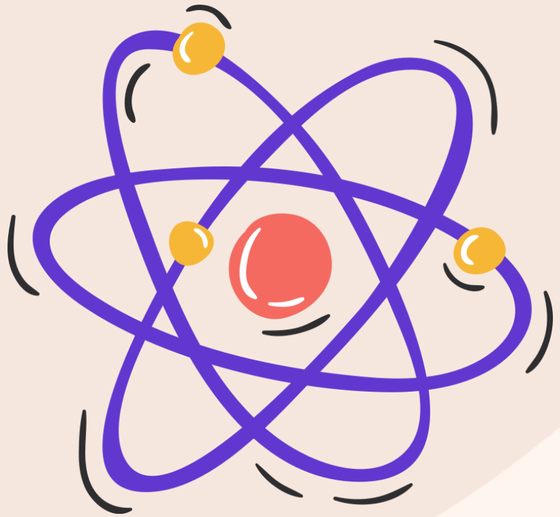
$$HCl + NaHCO3 \rightarrow H2CO3 + NaCl$$

تابع تعريف برونستد - لوري

لقد استقبلت القاعدة (بيكربونات الصوديوم) أيون الهيدروجين من حمض الهيدروكلوريك، ونتج عن هذا التفاعل ملح كلوريد الصوديوم (NaCl)، وحمض الكربونيك (H2CO3) الذي يتفكك سريعاً ليُنتِج الماء، وغاز ثاني أكسيد الكربون، ويستدل على وجود الغاز بظهور فقاعات في المحلول.

وعلى الرغم من هذه التفسيرات، إلّا أنّ مفهوم برونستد-لوري عجز عن تفسير سلوك بعض المركبات التي لا تحتوي على عنصر الهيدروجين إلّا أنّها تمتلك خواص الأحماض، ومثال على ذلك ثلاثي فلوريد البورون (BF3)، وكلوريد الألومنيوم (AlCl3).

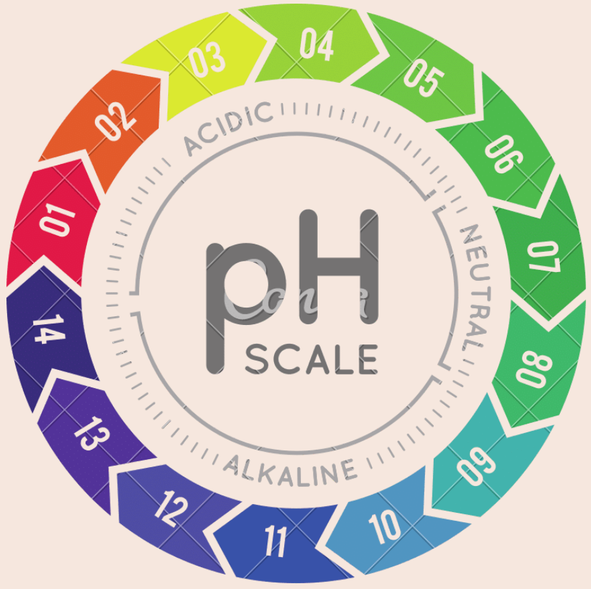
تعريف لويس



لم يَستخدِم العالم جيلبرت لويس (بالإنجليزية: Gilbert Lewis) البروتون لتعريف الأحماض والقواعد، وإنّما استخدَم فقط أزواج الإلكترونات، وعليه فإنّ الحمض بحسب تعريف لويس هو مركب يستقبل زوج الإلكترونات، بينما القاعدة هي مركب قادر على منح زوج الإلكترونات، وعلى الرغم من أنّ هذا التعريف الأقل تقييداً للأحماض والقواعد إلّا أنّ النظرية فشلت في تفسير تفاعلات الأحماض والقواعد التي لا تتضمن تكوين رابطة تساهمية تناسقية.

Almanah.com

خصائص الاحماض والقواعد



وصف روبرت بويل الأحماض والقواعد بعدة خصائص تُستخدم للتمييز بين الحموض والقواعد الكيمائية دون الحاجة إلى إجراء اختبارات مُعقدة لذلك، منها:

- مذاق الأحماض حامض، حيث إنّ كلمة (Acid) باللغة اللاتينية تعني حادة أي أنّها حامضة، بينما مذاق القواعد مُرّ، لكن لا يجب تذوقهما.
- الأحماض تُغيّر لون ورقة عباد الشمس الزرقاء إلى اللون الأحمر، بينما لا تُغيّر القواعد لون ورقة عباد الشمس؛ لكنّها تُغيّر ورقة عباد الشمس القاعدية الحمراء إلى اللون الأزرق.
- عند تفاعل الأحماض مع معدن نشط مثل: المعادن القلوية، والمعادن القلوية الأرضية، والزنك، والألومنيوم) تُحرّر غاز الهيدروجين.
- القواعد ملمسها زلق كالصابون، لكن لا يجب لمسها.
- لدى الأحماض والقواعد خصائص مشتركة؛ إذ تتفاعل مع بعضها البعض لإنتاج الماء والأملاح.
- محاليل الأحماض والقواعد قادرة على توصيل التيار الكهربائي.
- مُعظم الأحماض والقواعد القوية تُسبب حروقاً شديدة عند ملامستها للجلد.
- مُعظم الأحماض والقواعد القوية مواد تسبب التآكل في الطبيعة، إذ تميل إلى تآكل المواد وتكوين الصدأ.

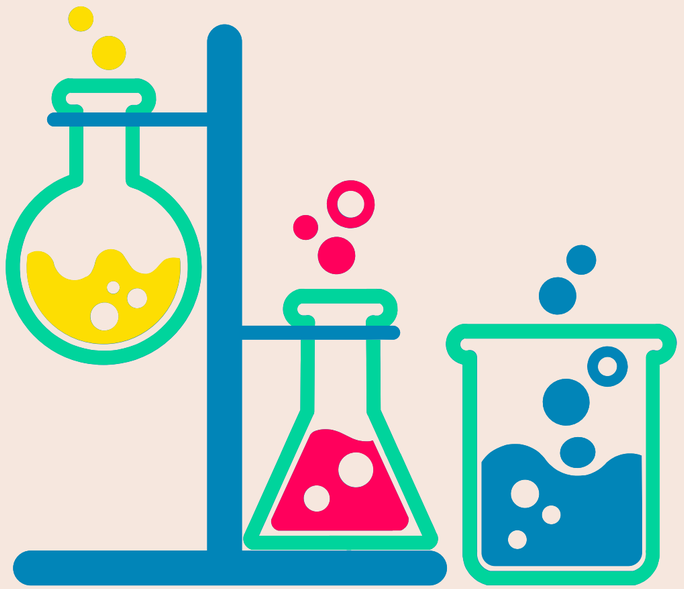
الاحماض القوية والضعيفة

تُعرّف الأحماض القوية على أنّها مركبات جزيئية تتأيّن بشكل كامل في محاليلها المائية، بحيث تتفكك إلى أيون الهيدروجين، وأيون سالب الشحنة (Anion)، وتجدر الإشارة إلى أنّ عدد الأحماض القوية الشائعة محدود جداً.

أمّا الأحماض الضعيفة لا تتأيّن بالكامل في محاليلها، ومثال عليها حمض الأسيتيك (CH3COOH) فهو لا يتفكك في الماء إلّا بنسبة مئوية قليلة، وتعتمد هذه النسبة على تركيزه ووجوده في المحلول، وغالباً ما يوجد على شكل جزئيات غير منفصلة، وفيما يأتي توضيح لأنواع الأحماض:

- الأحماض القوية: مثل: حمض الهيدروكلوريك (HCl)، وحمض الهيدرويوديك (HI)، وحمض الهيدروبروميك (HBr)، وحمض النيتريك (HNO3)، وحمض الكبريتيك (H2SO4)، وحمض البيركلوريك (HClO4).
- الأحماض الضعيفة: أيّ حمض آخر، مثل: حمض الهيدروسيانيك (HCN)، وحمض كبريتيد الهيدروجين (H2S)، وحمض الميثانويك (HCOOH)، وحمض الهيدروفلوريك (HF)

القواعد القوية والضعيفة



ينطبق الأمر على القواعد كما ينطبق على الأحماض، فالقاعدة القوية تتأيّن بشكل كامل في المحاليل المائية، فتنفصل إلى أيونات بشكل تام، وتُصنّف القواعد القوية حسب مدى تأيّنها، وعلى غرار الأحماض القوية فإنّ هناك عدد محدود منها، أمّا القواعد الضعيفة فهي مركبات جزيئية لا تتأيّن بشكل كامل في المحاليل المائية، وفيما يأتي توضيح لأنوعيهما:

- القواعد القوية: تُمثّل هيدروكسيدات عناصر المجموعة الأولى والمجموعة الثانية من الجدول الدوري، ومن الأمثلة عليها: هيدروكسيد الليثيوم (LiOH)، وهيدروكسيد الصوديوم (NaOH)، وهيدروكسيد البوتاسيوم (KOH)، وهيدروكسيد السيزيوم (CsOH)، وهيدروكسيد الروبيديوم (RbOH).
- القواعد الضعيفة: أيّ قاعدة أخرى، مثل: الأمونيا (NH3)، وميثيل أمين (CH3NH2)، والبَيريدِين (C5H5N).

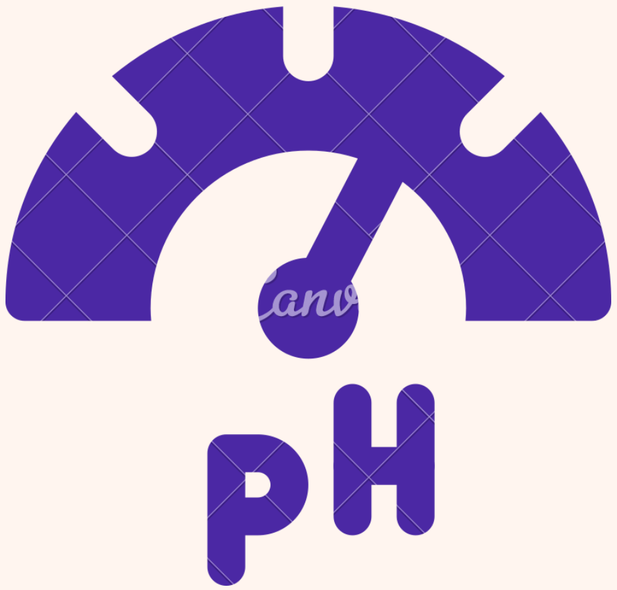
Almanahj.com/sa
2024 2025
المناهج السعودية

الرقم الهيدروجيني

واجه الكيميائيون مشاكل في حساب تراكيز أيونات الهيدرونيوم (H30+) عند عملهم بالأحماض، حيث إنّ جميع الأرقام في حساباتهم كانت تحتوي على أُسس سالبة، ومن هنا جاءت فكرة الرقم الهيدروجيني (pH) لحل هذه المشكلة..

اقترح عالم الكيمياء الدنماركي سورين سورينسن (بالإنجليزية: Soren Sorensen) عام 1909م استخدام اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدرونيوم لقياس حامضية المواد، وأطلق على هذا المقياس اسم (pH)، ويَرمز الحرف (p) إلى قوة العدد (الأُس)، بينما يَرمز الحرف (H) إلى عنصر الهيدروجين.

وتُجدر الإشارة إلى أنّ الرقم الهيدروجيني هو مجرد مؤشر فقط للتعبير عن مدى حمضية أو قاعدية المحلول، ويتدرج المقياس من أدنى قيمة مُمكنة له وهي 0 إلى أعلى قيمة مُمكنة له وهي 14، وتشير القيم التي تقع بين (0-6) إلى أنّ المادة حمضية، بينما تشير القيم التي تقع بين (8-14) إلى أنّ المادة قاعدية، ولكن تشير القيمة 7 إلى أنّ المادة متعادلة.

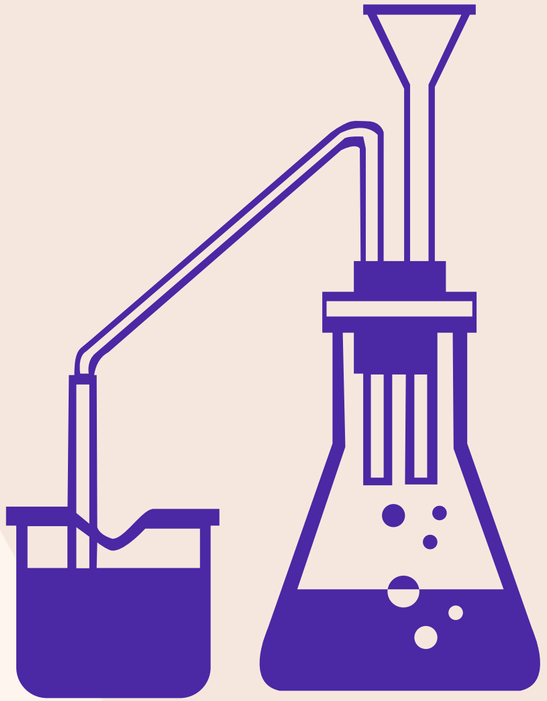


طرق حساب الرقم الهيدروجيني

يقاس الرقم الهيدروجيني من خلال عدة طرق يمكن تقسيمها إلى 4 فئات كما يلي:

- طريقة المؤشر أو الكاشف.
- طريقة القطب المعدني التي تشمل كل من؛ طريقة قطب الهيدروجين، وطريقة قطب الكينهدرون، وطريقة الأنتيمون أو الإثمد والقطب الكهربي.
- طريقة القطب الزجاجي.
- طريقة استشعار أشباه الموصلات.

وفيما يأتي تفصيل لكل طريقة على حدى:



تابع...

1. طريقة مؤشر الرقم الهيدروجيني

يمكن تطبيق تلك الطريقة على صورتين:

- الصورة الأولى عمل مقارنة بين اللون القياسي الظاهر مع درجة حموضة معلومة، وبين لون المؤشر أو الكاشف الذي غمس في سائل اختبار بواسطة محلول عازل.
- الصورة الثانية تحضير ورق اختبار الرقم الهيدروجيني وغمرها في المؤشر أو الكاشف، ثم غمر نفس ورقة الاختبار في سائل الاختبار، ومن ثم عمل مقارنة بين اللون الظاهر وبين اللون القياسي.

عيوب هذه الطريقة تعد هذه الطريقة محدودة ولا تستطيع قياس الرقم الهيدروجيني للمياه النقية، كما أنها طريقة غير دقيقة وأكثر عرضة للخطأ لأسباب عديدة منها:

- زيادة نسبة تركيز الملح في سائل الاختبار.
- خطأ ناتج بسبب درجة حرارة سائل الاختبار.
- وجود مواد عضوية في سائل الاختبار.

2. طريقة قطب الهيدروجين

تتطلب هذه الطريقة صنع قطب الهيدروجين من خلال إضافة البلاتينيوم لصفيحة أو سلك بلاتيني، ثم وضعه في محلول الاختبار وتمرير شحنة كهربائية عليه، مما يؤدي لإشباع المحلول بغاز الهيدروجين.

يُقاس الجهد بين القطب البلاتيني الأسود وبين قطب كلوريد الفضة؛ وهو قطب مرجعي، ويتناسب الجهد هنا عكسيًا مع الرقم الهيدروجيني، وتعد هذه الطريقة الأصح في قياس الرقم الهيدروجيني.

عيوب هذه الطريقة غير مناسبة للتطبيق اليومي، لأنها تحتاج للكثير من الجهد والمواد والمال، كما أن التعامل مع غاز الهيدروجين والمواد المختزلة والمؤكسدة في محلول الاختبار أمر مزعج بصورة كبيرة.

تابع...

3. طريقة قطب الكوينهيدرون

تتمحور هذه الطريقة حول إضافة عنصر الكوينهيدرون للمحلول الكهرلي، والذي ينفصل حينها إلى مركبين هما؛ الهيدروكينون والكينون، ويختلف الرقم الهيدروجيني للمحلول اعتمادًا على قابلية ذوبان الكينون، وبالتالي يمكن قياس الرقم الهيدروجيني عن طريق قياس الجهد بين قطب البلاتين والقطب المرجعي الآخر.

عيوب هذه الطريقة هي طريقة نادرة الاستخدام كثيرًا، نظرًا لأنها تفشل عند وجود أي مواد مختزلة أو مؤكسدة، أو إذا كانت درجة حموضة محلول الاختبار أعلى من 8 أو 9

4. طريقة الاثمد والقطب الكهربي

يمكن اتباع هذه الطريقة من خلال تحضير قضيب أو قطب من الإثمد المصقول، وقطب كهربائي مرجعي، ومحلول اختبار، ثم غمس طرف الإثمد وطرف القطب الكهربائي المرجعي الآخر في المحلول، وقياس فرق الجهد بينهما لمعرفة الرقم الهيدروجيني.

وقد كانت هذه الطريقة تستخدم كثيرًا فيما مضى، ذلك بسبب سهولة استخدامها وفاعلية المواد المستخدمة، إلا أنها الآن لا تطبق إلا في نطاق محدود للغاية.

عيوب هذه الطريقة لم تعد تطبق بصورة كبيرة كالسابق، نظرًا لأن نتائجها تختلف اعتمادًا على عدة عوامل منها؛ درجة صقل قطب الإثمد، وبالتالي فهي غير دقيقة بصورة كبيرة، وهذا ما يجعلها طريقة مطبقة في الحالات التي لا تحتاج لدرجة كبيرة من الدقة، مثل حالات الاستخدام الصناعي.

تابع...

5. طريقة الزجاج الكهربائي

يمكن تطبيق طريقة الزجاج الكهربائي من خلال استخدام قطبين؛ الأول قطب زجاجي كهربائي، والثاني قطب مرجعي، وغمرهما في المحلول وقياس مقدار الجهد بينهما لمعرفة الرقم الهيدروجيني.

وهذه الطريقة من أكثر الطرق المستخدمة في تحديد وقياس الرقم الهيدروجيني، نظرًا لتوازن الجهد فيها سريعًا وقابلية استخدام موادها مجددًا لنفس الغرض، والقدرة على تطبيقها على أنواع كثيرة من محاليل الاختبار، ودقة نتائجها حتى عند وجود مواد مختزلة أو مؤكسدة داخل المحلول.

وتستخدم هذه الطريقة بكثرة في العديد من المجالات وليس في مجال الصناعة فقط، وهذا ما يجعل التوصيات العلمية تقول أن استخدام قطب الهيدروجين ليس مناسب دائمًا، بل يوصى باستخدام القطب الكهربائي الزجاجي بدلًا منه لقياس الرقم الهيدروجيني.

6. طريقة استشعار اشباه الموصلات

يستبدل في هذه الطريقة القطب الزجاجي بشريحة أشباه الموصلات أو حساس، وقد بدأ تطوير هذه الحساسات أو المستشعرات منذ عام 1970م، وعرف حينها باسم ترانزستور تأثير المجال الحساس للأيونات (بالإنجليزية: ion sensitive field effect transistor) ويعرف اختصارًا بـ (ISFET)، وهو من المواد التي يسهل التعامل بها ولديها القدرة على مقاومة التلف.

ومن جانب آخر، فإن هذا المستشعر صغير الحجم، بمعنى أنه يسمح باستخدام كمية صغيرة من عينة القياس، أو إجراء القياسات في مساحة محدودة جدًا أو على أسطح صلبة، وبالتالي فهو الطريقة الأمثل لهذا الغرض في مجالات معينة مثل؛ مجال الطب والبيولوجيا.

محاليل الاحماض والقواعد

محاليل الأحماض

تُكوّن الأحماض محاليلها عن طريق إنتاجها لأيون الهيدروجين والأيون السالب الآخر، ويُمكن توضيح تكوين المحاليل الحمضية من خلال المعادلة العامة الآتية، حيث يُمثّل (A) الأيون السالب: $HA \rightarrow H^+ + A^-$

ومن الأمثلة عليها:

محلول حمض الهيدروكلوريك: $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$ ، محلول حمض النيتريك: $HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$، محلول حمض الأسيتيك: $CH_3COOH \rightarrow H^+ + CH_3COO^-$

محاليل القواعد

تُعدّ القواعد مركبات أيونيّة تُنتِج أيون الهيدروكسيد (OH-) السالب في محاليلها من كل من: الهيدروكسيد (OH-)، والأكسيد (O2-)، والكربونات (CO3-2)، والبيكربونات (HCO3-)، ويُمكن توضيح تكوين المحاليل الحمضية من خلال المعادلة العامة الآتية، حيث يُمثّل (M) الأيون الموجب: $MOH \rightarrow M^+ + OH^-$ ومثال على ذلك محلول هيدروكسيد الصوديوم: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$ ويُعدّ تكوين المحاليل القاعدية من الأكاسيد، والكربونات، والبيكربونات مُعقد أكثر، لكنّها تتفاعل مع الماء لتُنتج أيون الهيدروكسيد، ومن الأمثلة عليها:

محلول أكسيد الصوديوم: $Na_2O + H_2O \rightarrow Na^+ + OH^-$ ، محلول كربونات الصوديوم: $Na_2CO_3 + H_2O \rightarrow H_2CO_3 + Na^+ + OH^-$ ، محلول بيكربونات الصوديوم: $NaHCO_3 + H_2O \rightarrow H_2CO_3 + Na^+ + OH$

بعض استخدامات الاحماض والقواعد

بعض استخدامات الأحماض والقواعد تُستخدم العديد من الأحماض والقواعد على نطاق واسع في عدة مجالات،

- وفيما يأتي استخدامات بعض أنواع الأحماض:

يُستخدَم حمض الأسيتيك والذي يُعرف بالخل كمحلول مُخفف في العديد من الاستخدامات المنزلية، وبشكل أساسي في حفظ الأغذية.، يُعدّ حمض الستريك جزءاً رئيسياً من عصير الليمون والبرتقال، ويُمكن استخدامه في حفظ الطعام.، يُستخدَم حمض الكبريتيك بشكل كبير في صناعة البطاريات

- تُستخدَم العديد من أنواع القواعد في العديد من المجالات، منها:

يُستخدَم هيدروكسيد المغنيسيوم، والذي يُعرف باسم حليب المغنيسيا كمُضاد للحموضة، إذ يقلل من الحموضة الزائدة في المعدة، كما يُستخدَم كمُليّن للأمعاء.، يُعدّ هيدروكسيد الأمونيوم أحد الكواشف الهامة التي تُستخدَم في المختبرات.، يُستخدَم هيدروكسيد الصوديوم في صناعة الحرير الصناعي، وصناعة الصابون والورق، لإزالة اللغنين من لب الورق، كما يُستخدَم من قبل منتجي الأغذية كعامل كيميائي مساعد لتقشير الفواكه.