

هل تعلم ما هو علم الكيمياء؟

علم الكيمياء أيضاً أطلق عليه العديد من العلماء اسم العلم المركزي، وهوعلم مختص بدراسة المادة، وبنيتها وخواصها، وسلوكها وتركيبها، وتداخلاتها التي تحدثها، ويعود الفضل في تأسيس هذا العلم الشيق والمفيد للعالم المسلم جابر بن حيان بن عبدالله الأزدي، الذي يعتبر أول الرواد في التاريخ في استخدام علم الكيمياء بالطريقة العملية والعلمية، ولا يمكن إنكار أهمية هذا العلم بمساهمته في التقدم الطبي والعلاج الدوائي، وتحسين خصائص المعادن المختلفة، وفي العديد من الصناعات كالمنضفات وغيرها، ويصنف هذا العلم إلى عدة فروع أساسية وهي: الكيمياء التحليلية، الكيمياء الحيوية، الكيمياء الغير عضوية، الكيمياء العضوية، الكيمياء الفيزيائية، الكيمياء الكمية.

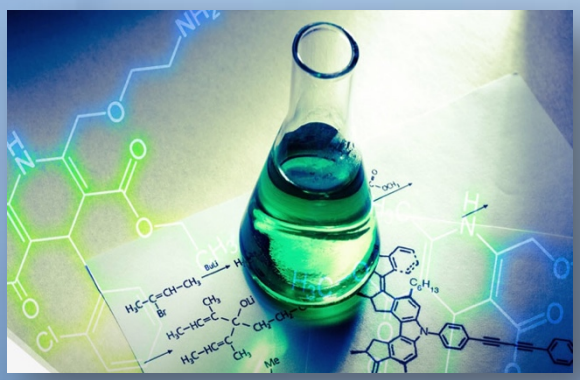


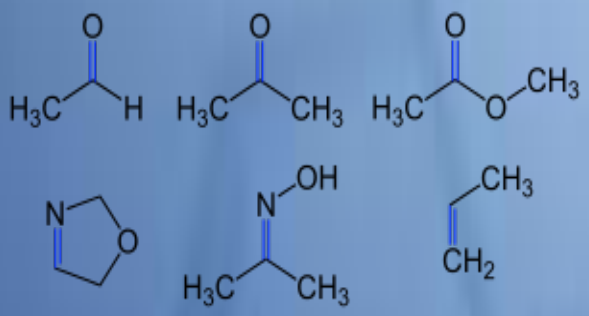


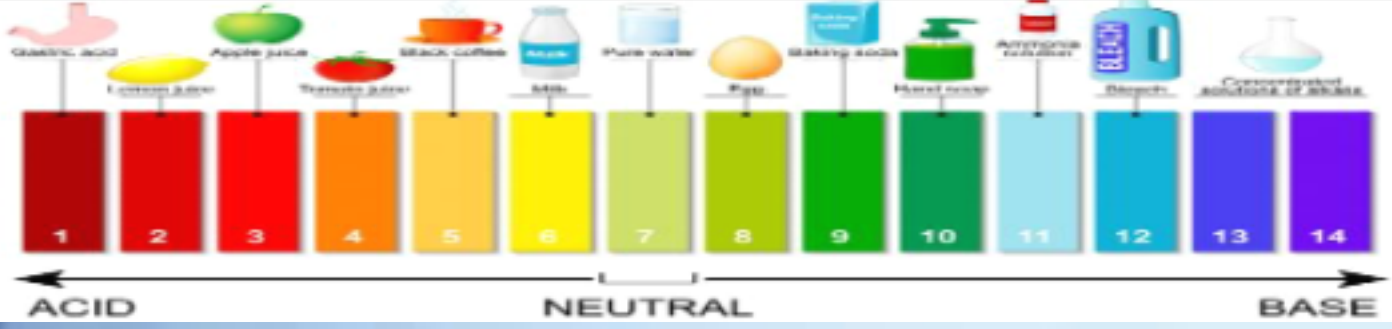


الاحماض والقواعد وخصائصها:

يعد عالم الكيمياء روبرت بويل أول من قام بتصنيف المواد إلى أحماض وقواعد، وقد صنفها اعتمادا على خصائصها، فإن الأحماض تتميز بأنها مواد مذاقها حامض، وتسبب تآكل بالمعادن، وتحول ورقة عباد الشمس إلى أحمر، وتقل حمضيتها عند خلطها مع القواعد، أما القواعد تتميز بأن مذاقها مر، وذات ملمس لزق، وتحول ورقة عباد الشمس إلى الأزرق، وتقل قاعديتها عند خلطها مع الأحماض، ولكن لم يتمكن العلماء بتوضيح سلوك الأحماض والقواعد وكيفية عملها إلا في قرن التاسع عشر.







تفاعلات الأحماض والقواعد:

تعرف التفاعلات الكيميائية بين الأحماض والقواعد بنسب متساوية بتفاعلات التعادل وهو تفاعل كاتيون الهيدرونيوم (كاتيون الهيدروجين) من الحمض مع أنيون الهيدروكسيد من القاعدة لتكوين الماء، وتوجد أربعة أنواع رئيسية لتفاعلات الأحماض والقواعد وتختلف بحسب نوع القاعدة الداخلة في التفاعل، ويتميز التفاعل بين الأحماض والقواعد فيما يلي: أولاً: التفاعل يكون طارداً للحرارة، ثانيًا: يكون التفاعل تاماً عند مزج كميات متكافئة من الحمض والقاعدة بحيث تستهلك كاتيونات الهيدرونيوم وأنيونات الهيدروكسيد كلياً، ثالثًا: يكون المحلول المائي الناتج متعادلاً عند تفاعل حمض قوي مع قاعدة قوية، رابعًا: يكون المحلول المائي الناتج حمضياً عند تفاعل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة، خامساً: يكون المحلول المائي قاعدي عند تفاعل قاعدة قوية مع حمض ضعيف.

- تفاعل التعادل بين حمض قوى (أحادى البروتون) وقاعدة قوية (احادى الهيدروكسيد).

1- عند مزج مزج كميات متكافئة من محلول حمض الهيدروكلوريك (حمض أحادي البروتون) مع هيدروكسيد الصوديوم (قاعدة أحادية الهيدروكسيد) في كأس زجاجي يحتوي على ميزان للحرارة وبعد تحريك المزيج يشير الميزان إلى زيادة في الحرارة.

2- عند غمر قطب جهاز قياس الأس الهيدروجيني في المحلول الناتج (المزيج) يشير الجهاز إلى أن قيمة الأس الهيروجيني PH تساوي7 (محلول متعادل).

3- عند تسخين عينة من المحلول الناتج وتبخر الماء كلياً تتكون بلورات بيضاء من كلوريد الصوديوم عند إضافة الماء إليه يذوب الراسب وينتج محلولاً مائياً لكلوريد الصوديوم، تدل ذوانية كلوريد الصوديوم على عدم مشاركة كاتيون الصوديوم وأنيون الكلوريد في التفاعل، وفقاً للمعادلة الأيونية للتفاعل، نجد ما يلي:

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

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 التالية التي توضح تفاعل التعادل بين حمض قوي وقاعدة قوية:

$$H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$$



معايرة الأحماض والقواعد:

تستخدم هذي العملية لتقدير تركيز مادة معينة في محلول ما بواسطة محلول أخر معلوم التركيز بدقة يسمى المحلول القياسي، وهي 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.

- معايرة قاعدة قوية بواسطة حمض قوي:

معايرة حجم (20mL) محلول هيدروكسيد الصوديوم مجهول التركيز بمحلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك (10 M) وفقاً للخطوات التالية:

1- تملأ السحاحة بحمض الهيدروكلوريك القياسي باستخدام قمع زجاجي ونضبط سطح المحلول عند صفر التدريج.
2- يوضع حجم (20mL) 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 رجه باستمرار حتى يتغير لون المحلول (يصبح أحمر).
5- تسجل حجم حمض الهيدروكلوريك المضاف من السحاحة.
6- تكرر الخطوات من (1) إلى (5) ثلاث مرات وتسجل في كل كرة حجم حمض الهيدروكلوريك المضاف من السحاحة ثم احسب المتوسط الحسابي لحجم حمض الهيدروكلوريك.
7- أوجد حجم محلول حمض الهيدروكلوريك المضاف من السحاحة (20mL).
8- عند انتهاء المعايرة التي يمكن تحديدها عند تغير لون الدليل نكون قد وصلنا إلى نقطة التكافئ.

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

يمكن التعبير عن التفاعل بالمعادلة التالية:

$$aA + bB \longrightarrow cC + dH_2O$$

الحمض + القاعدة ⟶ الملح + الماء

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