[١٤] الباب الرابع عشر :

الأحماض والقلويات والأملاح

Acids, Alkalis and Salts

الأحماض هى من المواد الشائعة الاستعمال فى حياتنا اليومية وفى المنزل وفى الصناعة حيث تستخدم فى صناعة الملابس والأغذية وحتى الأدوية التى تقينا من الأمراض .

[١٤ ـ ١] الأحماض والغذاء :

توجد الأحماض فى الكثير من غذائنا اليومى فمثلاً :

١ ـ **حمض الستريك** citric acid : يوجد فى كل الحمضيات من الفواكه مثل (البرتقال والليمون والجريب فروت) .

٢ ـ **حمض الأستيك (الخليك)** Acetic acid : موجود فى الخل. vinegar .

٣ ـ **حمض الأسكوربيك** Ascorbic acid : فى فيتامين "C" الموجود فى الفواكه والخضروات .

٤ ـ **حمض الكربونيك** Carbonic acid : موجود فى كل المشروبات الفوارة الغازية Fizzy drinks ويُصنع بإذابة ثانى أكسيد الكربون فى المشروب تحت ضغط ويتفاعل ثانى أكسيد الكربون مع الماء فى المشروب مكوناً حمض الكربونيك .

ثانى أكسيد الكربون + مـاء ⟵ حمض الكربونيك

$$H_2CO_3 \longleftarrow H_2O + CO_2$$

وماء الصوداء ، هو ماء يحتوى على ثانى أكسيد الكربون المذاب وحمض

obeikandi.com

الكربونيك ، البيبسى كولا والكوكاكولا والليمونادة تحتوى على حمض الكربونيك ولا تفور هذه المشروبات طالما ظلت مغلقة .

ويتكون غاز فوق سطح السائل ويعمل ضغط هذا الغاز على منع خروج أى غاز آخر من السائل ، وبمجرد فتح الزجاجة فإن الضغط الموجود فوق سطح السائل بالزجاجة يهبط رأساً مما يعمل على هروب الغاز الذائب فى السائل مسبباً الفوران .

وهناك أحماض أخرى شائعة الاستعمال مثل حمض الهيدروكلوريك HCl وحمض الكبريتيك H_2SO_4 الذى يستخدم بتركيز ١,٣٠٠ فى بطاريات السيارات وحمض النيتريك وغيرها من الأحماض ، وهى كثيرة .

وكل الأحماض لها طعم لاذع ورائحة قوية والأحماض القوية يمكنها حرق الجلد ولها لسعة بل ويمكنها تحليل المعادن ولذلك يُحذر تذوق الأحماض عامة .

[١٤ ـ ٢] القلويات Alkalis :

ويقابل الأحماض ، ما يعرف بالقلويات ومتوفرة فى المنازل بكثرة فمثلاً ما يعرف بـ الباكنج بودر backing powder ، النشادر وغيرها هى أمثلة للقلويات وتتميز بأن لها ملمس صابونى عند لمسها ومنها هيدروكسيد الصوديوم (الصودا الكاوية سابقاً) Sodium hydroxide والبوتاس potassium hydroxide وهيدروكسيد الكالسيوم Calcium hydroxide أو ما يعرف بماء الجير Limewater .

[١٤ ـ ٣] المواد المتعادلة Neutral substances :

ويطلق على المواد التى لا هى أحماض ولا هى قلويات المواد المتعادلة ومن أمثلة هذه المواد ، الماء النقى ، البترول ، محلول الملح .

[١٤ ـ ٤] التمييز بين الأحماض والقلويات :

إن أبسط طريقة لتحديد ما إذا كانت المادة حامضاً أم قلوياً ، هى باستخدام الكشافات **indicators**

والكشاف هو صبغة نباتية فى محلول والذى يتغير لونه طبقاً لحامضية أو قلوية المادة ، وطبقاً للونه فإنه يمكننا تمييز الحامض من القلوى .

وتوجد صبغات نباتية كثيرة يمكن استخدامها أما فى المعامل فإنه يستخدم عادة محلول صبغة عباد الشمس وهى تصنع من نوع من أنواع حشيشة البحر التى تنمو فى الأجواء الباردة قرب القطب الشمالى . وعند إضافتها إلى حامض فإنها تُصبح حمراء اللون ، وعند إضافتها إلى قلوى فإنها تصبح زرقاء اللون .

تذكر أن :

أحمر فى حامض [حرف ح]

أزرق فى قلوى [حرف ق]

وفى المحاليل المتعادلة فإنها تكون ذات لون بنفسجى إلا أنه يصعب أحياناً رؤيتها ، ويمكن استخدام عباد الشمس كمحلول أو باستخدام أوراق مجففة بعد أن يتم غمسها فى محلول عباد الشمس وتعرف بورق عباد الشمس إلا أنه يصعب تحديد مدى تركيز الحمض أو القلوى باستخدام عباد الشمس .

[١٤ ـ ٥] المحاليل الحامضية والمحاليل القاعدية والمحاليل المحايدة (المتعادلة) :

تستعمل أثناء التجارب بعض المحاليل المائية مثل محلول كلورور الهيدروجين ومحلول الصودا والملح ، والمحلول المائى هو نتيجة إذابة جسم ما فى الماء وسوف نتعرف فيما يلى على طريقة كيميائية تمكننا من تصنيف المحاليل المائية وترتيبها .

طرق تصنيف المحاليل المائية :

(١) باستخدام الكواشف الملونة :

سنقوم هنا بعمل تجربة بسيطة نستخدم فيها كاشف ملون حيث نقوم بإحضار عدة محاليل وذلك بإضافة كميات قليلة من أجسام مختلفة إلى الماء الخالص ، ثم نضيف إلى كل منها قطرات من أزرق البروموتيمول وهو كاشف ملون .

حيث نضع فى الكأس الأول ماء + عصير الليمون وفى الكأس الثانى ماء + مشروب غازى عديم اللون وفى الكأس الثالث نضع ماء + محلول كلورور الهيدروجين والرابع ماء الجير والخامس محلول الصودا والسادس ماء خالص .

سنلاحظ بعض إضافة الكاشف الملون ما يلى :

الكؤوس ١ ، ٢ ، ٣ تُصبح صفراء اللون .

، الكؤوس ٤ ، ٥ تُصبح زرقاء اللون .

، الكأس السادس يُصبح أخضر اللون .

ونستنتج من هذه التجربة أن محاليل كل صنف لها خاصية مشتركة تميزها عن محاليل الصنفين الآخرين وبذلك فإنه يمكننا تصنيف المحاليل المائية إلى ثلاثة أصناف :

١ ــ المحاليل الحامضية : وهى التى يأخذ فيها أزرق البروموتيمول لوناً أصفر .

٢ ــ المحاليل القاعدية : وهى التى يأخذ فيها أزرق البروموتيمول لوناً أزرق

٣ ــ المحاليل المحايدة : وهى التى يأخذ فيها أزرق البروموتيمول لوناً أخضر .

(٢) باستخدام مقياس ال .PH :

ويستخدم مقياس PH لإظهار مدى قوة أو ضعف محلول حمضى أو قاعدى وهذا التدريج له أرقام تبدأ من ١ وتنتهى عند ١٤ .

فالمحاليل الحامضية تقابلها أعداد تقل عن ٧

والمحاليل القاعدية تقابلها أعداد تزيد عن ٧

والماء وهو من المحاليل المحايدة يقابله العدد ٧ تماماً .

ويستخدم لهذا الغرض ورق PH وهو ورق مشرب بمادة تأخذ ألواناً تختلف حسب الوسط الذى يُستعمل فيه ويقابل كل لون منها عدد .

ثم نقوم بإحضار المحاليل المائية السابقة فى التجربة السابقة ونغمس فى كل كأس منها قطعة من ورق PH .

وسوف نلاحظ أن قطع ورق PH تأخذ ألواناً مختلفة فى نفس مجموعة

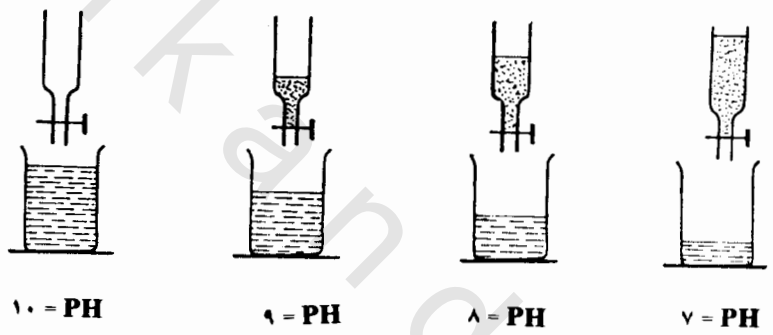
openkandil.com

المحاليل ولكل لون منها رقم يقابلها .

وهذا يعنى أن استعمال ورق PH قد كشف عن وجود فروق بين مختلف محاليل الصنف الواحد .

☐ الحامضية ، PH :

نقوم بإضافة كميات قليلة من محلول كلورور الهيدروجين ، تدريجياً إلى قدر معين من الماء الخالص [حيث PH=7] ونقيس على التوالى PH للمحلول الناتج ، سنلاحظ أن قيمة PH تنقص تدريجياً كلما زادت كمية المحلول المضافة انظر الرسم شكل (١٤ ــ ١) .



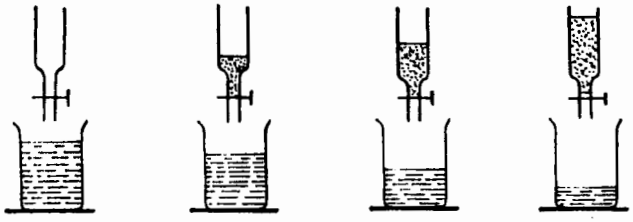
شـكل (١٤ ـ ١)
تناقص PH للمحلول بزيادة الحامضية

أى أنه تتناقص قيمة PH كلما زادت حامضية المحلول .

☐ القاعدية ، PH :

نقوم بإجراء التجربة السابقة باستخدام محلول الصودا بدلاً من محلول كلورور الهيدروجين وسوف نلاحظ فى هذه الحالة تزايد **PH** للمحلول ، انظر الرسم شكل (١٤ ــ ٢) .

obeikandl.com

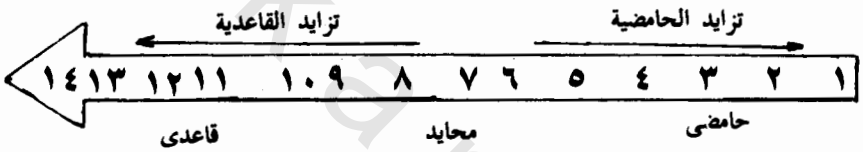


شـــكل (١٤ ـ ٢)

تزايد PH للمحلول بزيادة القاعدية

أى أنه تتزايد قيمة **PH** كلما زادت قاعدية المحلول .

ويوضح شكل (١٤ ــ ٣) كيفية تزايد أو تناقص الحامضية والقاعدية مع قيمة **PH** .



شـــكل (١٤ ـ ٣)

درجـات PH

[١٤ ـ ٦] الكواشف الملونة :

تعرضنا فيما سبق لكلمات سريعة عن الكواشف ، وفيما يلى سنوردها بشيء من التفصيل ؛

والكواشف الملونة ، مواد يتغير لونها طبقاً لـ PH المحلول الذى توجد فيه ومن أهم هذه الكواشف : الهيليانتين ، أزرق البروموتيمول ، الفينول فتالين والميثيل البرتقالى .

ولا يتغير لون الكاشف الملون إلى اللون المطابق لـ PH معينة للمحلول فجأة وإنما يكون التغير تدريجياً .

ويوضح شكل [١٤ ــ ٤] ، ألوان الكواشف الثلاثة السابقة فى حالة استعمال بعض قطرات من الكاشف مع حوالى ٢٠ سم^3 من المحلول .

PH	١ ٢ ٣ ٤ ٥ ٦ ٧ ٨ ٩ ١٠ ١١ ١٢ ١٣ ١٤		
هيليانتين	أحمر	عديم اللون	أصفر
أزرق بروموتيمول	أصفر	عديم اللون	أزرق
فينول فثالين	عديم اللون	عديم اللون	بنفسجى « أحمر »

شـــكل (١٤ ـ ٤)

وتظهر أهمية هذه الكواشف ، على الأخص فى تفاعلات المحاليل الحامضية والقاعدية ويجب ملاحظة أن استعمال الكاشف الملون لا يمكننا من معرفة قيمة PH لمحلول ما بالدقة الكافية ، وإنما يحدد لنا مجال PH المقابل للون الذى يأخذه فمثلاً عندما يكون الهيليانتين أحمر اللون فإن هذا يعنى أن PH للمحلول أقل من ٣ [انظر شكل (١٤ ــ ٤)] .

ولتحديد قيمة PH بدقة أكثر فإنه يستخدم جهاز كهربائى ويستخدم فى الصناعة والمعامل بكثرة ويعرف بـ PH meter . ويوضح شكل (١٤ ــ ٥) صورة للجهاز وهو إنجليزى الصنع .

شـــكل (١٤ ـ ٥)

جهاز قياس PH للمحاليل

[درجة قوة أو ضعف الحمض أو القلوى]

وفى جدول (١٤ ــ ١) ، يظهر لنا مختلف الألوان مع الكواشف الملونة .

النوع التركيز	PH	لون الكاشف	أمثلة من المنزل	أمثلة من المعمل
أحماض قوية	١		حامض بطارية السيارة	أحماض غير عضوية :
	٢	أحمر		"mineral acids"
	٣			
	٤		حمض الليمون والخل	حمض الأسيتيك (الخليك)
	٥	برتقالى		
أحماض ضعيفة	٦	أصفر	ماء الصودا	حمض الكربونيك
	٧	أخضر	الماء ، الملح	
	٨	أزرق	صابون ، باكنج بودر	هيدروكربونات الصوديوم
	٩	أزرق نيلى	أقراص عُسر الهضم	
قلويات ضعيفة	١٠			محلول النشادر
	١١		صودا الغسيل	
	١٢	بنفسجى		
	١٣			
قلويات قوية	١٤			هيدروكسيد الصوديوم والبوتاسيوم

جدول (١٤ ـ ١)

وفيما يلى موجز للكواشف والألوان التى تأخذها فى الأوساط المختلفة :

اسم الكاشف	وسط حمضى	وسط متعادل	وسط قلوى
عباد الشمس	أحمر	بنفسجى	أزرق
فينول فتالين	عديم اللون	عديم اللون	أحمر
البروموتيمول الأزرق	أصفر	أخضر	أزرق
الميثيل البرتقالى	أحمر	برتقالى	أصفر

obeikandl.com

أهمية PH فى الحياة اليومية :

لأهمية مفهوم PH فقد دخل إلى جميع ميادين الحياة .

PH والصناعة : أثناء إنتاج السلع المختلفة والعناصر المختلفة فإن التفاعلات الكيميائية التى تحدث ، يتم مراقبتها أولا بأول مثل صناعة عجين الورق ودباغة الجلود وغيرها .

PH والتربة : تعد معرفة PH للتربة فى غاية الأهمية فهنالك نباتات تتطلب تربة حامضية (PH من ٤ ــ ٥) وهنالك نباتات أخرى كالقمح والبطاطس تتطلب تربة ذات PH من ٥,٥ ــ ٦ وهنالك نباتات تتطلب تربة ضعيفة القاعدية PH = ٧,٥

PH وعلم الأحياء (البيولوجيا) :

يعتبر الدم من المحاليل ذات قاعدية ضعيفة حيث تبلغ PH للدم ٧,٣ ــ ٧,٥ ومن المحتم موت الإنسان الذى له PH للدم خارج هذا المجال ، لولا وجود بعض المواد الواقية مثل بعض أملاح الصوديوم التى تحول دون كل تغير ملحوظ لـ PH .

ومن الملاحظ أن نفايا الجسم الذى يخرجها سواء بالبول أو بالعرق لها PH يتغير طبقاً لنوع الغذاء .

فمثلاً نفايا الأغذية الغنية باللحوم تكون حامضية (PH صغيرة) بينما نفايا الأغذية النباتية تكون قاعدية (PH كبيرة) .

[١٤ ـ ٧] الأحماض والتربة :

تتغير قيمة 'PH' طبقاً لنوع التربة ، إلا أنها تتراوح فيما بين ٦ ، ٨ إلا أن التربة فى معظمها يكون لها ''PH'' فيما بين ٦,٥ ، ٧,٥ وفى الأراضى الجيرية والطباشيرية فإن التربة تكون عادة قلوية ولها PH فيما بين ٧ ، ٧,٥

وفى الغابات والمناطق الصخرية الرملية والأراضى البور فإن التربة تكون عادة حامضية ، PH يكون فيما بين ٦,٥ ، ٧ وكذلك الحال فى أراضى المستنقعات

والأراضى الرملية تكون ذات تربة حامضية وبالنسبة للأراضى الزراعية الصالحة للزراعة وللحدائق هى أنسب المحاصيل يمكن الحصول عليها إذا كانت التربة متعادلة أو ذات حمضية قليلة (PH من ٦,٥ ــ ٧) ، أما إذا كانت PH أقل من ٦,٥ فإن التربة تكون شديدة الحمضية لمعظم النباتات وعلى الأخص بالنسبة للخضروات وعلى أية حال فإن بعض النباتات تنمو بصورة أفضل فى التربة الحمضية (PH ، أقل من ٦,٥) .

ويمكن علاج الأراضى الشديدة الحمضية وذلك بتحسينها بالمعالجة ببودرة هيدروكسيد الكالسيوم التى تتفاعل مع أحماض التربة مما يرفع من قيمة PH لها إلى الحد المعقول .

ويطلق على المواد التى تعادل تأثير الأحماض بالقواعد bases . أما إذا كانت PH للتربة أكبر من ٨ فإنها تكون قلوية جداً وفى كلتا الحالتين (حمضية جداً أو قلوية جداً) فإن النتائج فى المحاصيل والنباتات تكون غير مرضية وتختلف PH من تربة لأخرى ومن مكان لآخر ، وتؤدى زيادة الحموضة إلى السبب الرئيسى فى تلف نباتات الحبوب ويمكن زيادة وتحسين إنتاج الغذاء فى العالم بنسبة ٢٠٪ بمراعاة PH للأراضى المختلفة .

[١٤ ـ ٨] الأمطار الحامضية : *Acid Rain* :

تؤدى الأمطار الحامضية إلى تلف الكثير من الزراعات والأشجار وكذلك الأراضى ومياه البحيرات .

وقد لاحظ العلماء فى الدول الإسكندنافية (الدنمرك ــ السويد ــ النرويج ــ فنلندا) فى السنوات العشر الماضية تلف متزايد للبحيرات ولأشجار الصنوبر التى تمتلىء بها غابات هذه البلاد .

وقد أرجعوا هذا التلف إلى ما يعرف علمياً بالأمطار الحمضية .

وعندا احتراق الوقود فى المصانع وفى محركات السيارات فى المدن ، فإن الكبريت الموجود بالوقود يتحول إلى ثانى أكسيد الكبريت مما يؤدى إلى زيادة نسبة ثانى أكسيد الكبريت بجو المدن بمقدار **عشرة أضعاف** مقداره فى الهواء الجوى النقى .

ويتفاعل ثانى أكسيد الكبريت مع بخار الماء والأمطار فى هذه الأجواء مكوناً أحماضاً كبريتية sulphurous acid :

ثانى أكسيد الكبريت + الماء ⟵ حامض كبريتى

$$H_2SO_3 \longleftarrow H_2O + SO_2$$

ويعمل هذا الحامض على جعل الأمطار أكثر حمضية عن المألوف وقد أدى هذا إلى ما يعرف بالأمطار الحامضية .

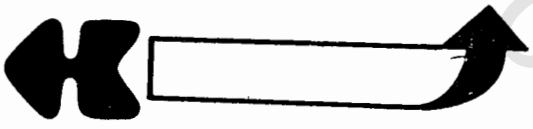
وتؤدى الأمطار الحامضية إلى تلف :

١ ــ الأشجار والنباتات الأخرى .

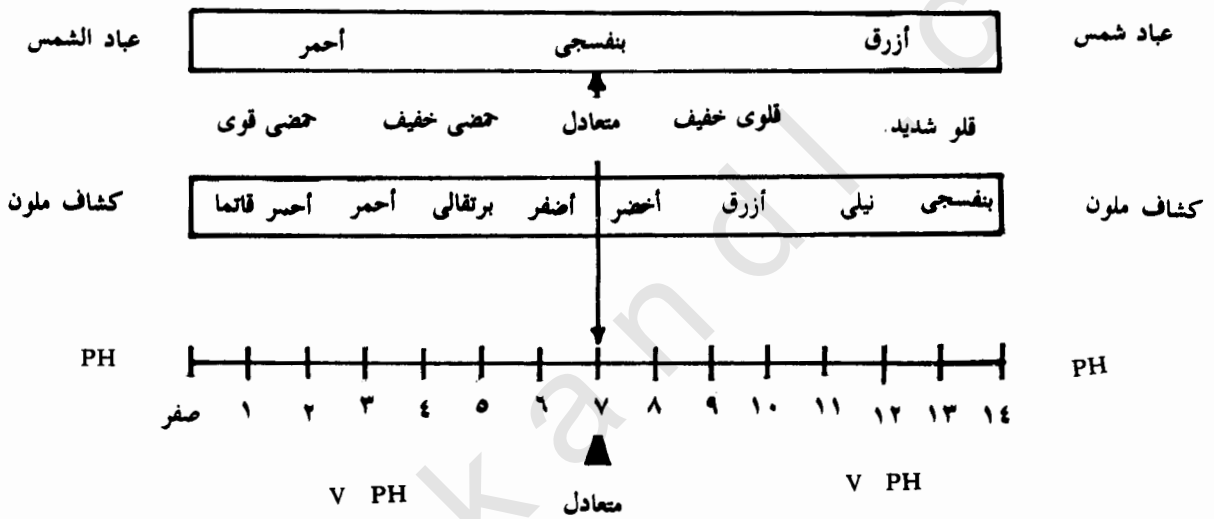
٢ ــ الأسماك والتكوين الطبيعى للأنهار والبحيرات .

٣ ــ الأحجار والمواد المعدنية الداخلة فى مختلف الإنشاءات والمبانى .

ويوضح شكل (١٤ ــ ٦) ألوان كل من كشاف عباد الشمس والكشاف الملون العام طبقاً لمقدار PH .



obeikandl.com



PH = V

شـــكل (١٤ ـ ٦)

obeikandl.com

ويلاحظ من شكل (١٤ ــ ٦) أن الكشاف العام يبدى ألواناً مختلفة مع مختلف قيم PH ، ولذلك فهو يستخدم لقياس مقدار PH فى المحلول ولهذه الخاصية فإنه يمكن تحديد مقدار الحامضية أو القلوية بالمحلول ويكون مفيداً عن عباد الشمس الذى يحدد فقط ما إذا كان المحلول حامضى أم قلوى دون تحديد للتركيز .

ويوضح شكل (١٤ ــ ٧) قيم PH لبعض المواد الشائعة .

شـكل (١٤ ـ ٧)

الـ PH لبعض المواد الشائعة

[١٤ ـ ٩] الخواص المميزة للأحماض

The properties of acids

يمكن تلخيص هذه الخواص فى النقاط الرئيسية التالية :

١ ــ تقبل الذوبان والتحلل فى الماء .

٢ ــ لها **PH** أقل من ٧

٣ ــ تُغير لون عباد الشمس إلى أحمر .

٤ ــ تُغير لون الكواشف الملونة إلى برتقالى أو أحمر .

٥ ــ موصلة للكهرباء .

٦ ــ تتفاعل مع القواعد مكونة أملاح وماء .

٧ ــ تتفاعل مع الكربونات لإنتاج ثانى أكسيد الكربون .

ويلاحظ أن الأحماض عند توصيلها للكهرباء فإنها تتحلل بالتيار الكهربائى وهذا يعنى أن المحاليل الحامضية تحتوى على أيونات .

وكل الأحماض تولد الهيدروجين عند المهبط « الكاثود » **cathod** أثناء التحليل الكهربائى وهذا يعنى أن كل الأحماض تحتوى على أيونات هيدروجين **(H^+)** .

□ كلمة موجزة عن الأيونات :

الأيون هو ذرة أى عنصر يفقد من مداره الخارجى إلكترون أو أكثر وبذلك يصبح عدد الإلكترونات السالبة لشحنة أقل من عدد البروتونات الموجبة الشحنة بداخل نواة الذرة وفى هذه الحالة تصبح الذرة أيوناً موجباً .

والأيون السالب هو ذرة أى عنصر يكتسب مداره الخارجى إلكتروناً أو أكثر وبذلك يصبح عدد الإلكترونات السالبة الشحنة خارج النواة أكبر من عدد البروتونات الموجبة داخل النواة ، وفى هذه الحالة تصبح الذرة أيوناً سالباً . وسيرد ذكر ذلك بالتفصيل فيما بعد .

obeikandl.com

الحامض	الصيغة الكيميائية	الأيونات فى الحامض
الهيدروكلوريك	HCl	$H^+ + Cl^-$
النيتريك	HNO_3	$H^+ + NO_3^-$
الكبريتيك	H_2SO_3	$2H^+ + SO_4^{2-}$
الكربونيك	H_2CO_3	$2H^+ + CO_3^{2-}$
الأستيك	CH_3COOH	$H^+ + CH_3COO^-$

جدول [١٤ ـ ٢]

والأيونات H^+ فى الأحماض هى المسئولة عن التفاعلات الكيميائية مع الكواشف ومع المعادن والقواعد والكربونات .

☐ تفاعل الأحماض مع المعادن (الفلزات) :

تتفاعل الأحماض مع الفلزات مكونة **ملح وهيدروجين** .

معدن + حامض ⟵ ملح + هيدروجين

فمثلاً الحديد (فى الصلب) + حمض الكبريتيك (فى الأمطار الحمضية)

⟵ كبريتات الحديد + هيدورجين

والأملاح هى مركبات أيونية وكل الأملاح تقريباً تحتوى على أيونات معدنية موجبة metal cation مثل (Al^{3+} ، Na^+ ، Fe^{2+}) وعلى أيونات anion (أيونات سالبة) مثل (SO_2^- ، SO_4^{2-} ، Cl^-) وهنالك ثلاثة أملاح هامة وهى كلوريد الصوديوم (ملح الطعام) NaCl ونيترات النشادر NH_4NO_3 وثانى كبريتات الحديد $FeSO_4$.

☐ تفاعل الأحماض مع الكربونات :

تتفاعل الأحماض مع الكربونات وتعطى أملاح وثانى أكسيد الكربون وماء :

كربونات + حامض ⟵ ملح + ثانى أكسيد الكربون + ماء

obeikandl.com

وهذا التفاعل هو الذى يحدث بين حمض الكبريتوز sulphurous acid فى الأمطار الحمضية ، بين كربونات الكالسيوم فى المبانى التى بها أحجار جيرية :

كالسيوم + حمض كبريتوز ⟵ كبريتات كالسيوم + ثانى أكسيد الكربون + ماء

$$H^2O + CO_2 + HC_2CO_3 \longleftarrow H_2SO_3 + CaCo_3$$

□ تفاعل الأحماض مع القواعد :

تتفاعل الأحماض مع القلويات (القواعد) وينتج ملح وماء .

قلوى + حامض ⟵ ملح + ماء

ومثال ذلك :

حمض هيدروكلوريك مخفف + صودا كاوية ⟵ كلوريد صوديوم + ماء

(حمض) + (قلوى ⟵ (ملح) + (ماء)

ويطلق على هذا التفاعل بالتعادل neutralization .

[١٤ ـ ١٠] القواعد والقلويات Bases and alkalis :

يوجد بعض المواد التى يمكنها معادلة الأحماض ، ونجد أن الفلاحين يستخدمون أسمدة بها هيدروكسيد الكالسيوم وذلك لمعادلة الأحماض فى الأراضى الحمضية وكلنا يستخدم معجون الأسنان بصفة يومية وذلك لمعادلة تأثير الأحماض المتكونة من بقايا الأطعمة والتى تسبب تلف الأسنان .

كما أن بعضنا قد يستخدم أقراص فوارة . فى حالات عُسر الهضم وذلك لمعادلة تأثير الأحماض الزائدة بالمعدة .

ويطلق على هذه المواد التى تعادل تأثير الأحماض بالقواعد bases والقواعد هى المقابل للأحماض (المضاد لها) .

+ والأحماض تعطى أيون H^+

+ والقواعد تأخذ أيون H^+

ويوضح جدول (١٤ ــ ٣) قائمة ببعض القواعد الهامة واستخداماتها وتشمل

هذه القواعد الأكاسيد oxides ، الهيدروكسيدات Hydroxides وكربونات Carbonates ، المعادن (الفلزات) .

القاعدة	الصيغة الكيميائية	الاستخـدام
هيدروكسيد الصوديوم	$NaOH$	لإزالة الشحوم ، (صودا كاوية)
ثالث أوكسيد الحديد	Fe_2O_3	لصناعة الحديد والصلب
أوكسيد الألومنيوم	Al_2O_3	لصناعة الألومنيوم
هيدروكسيد الكالسيوم	$Ca(OH)_2$	لمعادلة الأراضى الحمضية ، (ماء الجير)
كربونات الكالسيوم	$CaCO_3$	فى البناء والأسمنت وصناعة الحديد والجير
النشادر	NH_3	لصناعة الأسمدة ومنظفات دورات المياه
هيدروكربونات الصوديوم	$NaHCO_3$	لصناعة الباكنج باودر والأقـراص المضادة للحموضة .

جدول (١٤ ـ ٣)

القلويات Alkalis :

لا تقبل معظم القواعد الذوبان فى الماء ، أما بعضها الذى يقبل الذوبان فى الماء فيعرف بالقلويات

وفيما يلى الخواص الرئيسية للقلويات :

١ ــ تذوب فى الماء .

٢ ــ من القواعد .

٣ ــ تعادل الأحماض .

٤ ــ لها PH أكبر من ٧ على مقياس PH .

٥ ــ تغير لون صبغة عباد الشمس الأحمر إلى اللون الأزرق .

٦ ــ لها طعم قابض .

٧ ــ تعطى ألواناً مثل : الأخضر أو الأزرق ، أو البنفسجى مع الكاشف الملون .

٨ ــ ملمسها ناعم كالصابون .

٩ ــ تذوب فيها الغازات الحامضية مثل ثانى أكسيد الكربون .

١٠ــ تتفاعل مع الزيوت وتكون الصابون :

زيت + قلوى ⟵ صابون + جلسرين

ويطلق على هذا التفاعل بعملية ''التصبن''

١١ــ تتحد القلويات مع الأحماض وتعطى أملاحاً متعادلة (راجع خواص الأحماض) .

[١٤ ـ ١١] التعادل Neutralization :

علمنا أن الأحماض يكون PH لها أقل من ٧ ، والقلويات يكون PH لها أكبر من ٧ ، فإذا ما خلطنا حامض بقلوى بالكميات الصحيحة فإنه ينتج لنا محلول متعادل ويطلق على التفاعل من هذا النوع ، بتفاعل تعادلى .

وقد علمنا فيما سبق بعض الأمثلة الحيوية للتفاعلات المعادلة ، مثل معاجلة حالات عُسر الهضم للإنسان وفى إقلال حموضة الأراضى الزراعية وفى منع تلف الأسنان نتيجة الأحماض الناشئة من بقايا الأكل وتُفيد المعادلة فى علاج حالات الطرطشة splashes بالأحماض والقلويات بجسم الإنسان أو على الملابس التى يرتديها ، كذلك فى التخلص من ثانى أكسيد الكربون من الهواء فى المبانى المكيفة الهواء .

ومن المعلوم أن ثانى أكسيد الكربون من الأكاسيد الحامضية حيث ينشأ من ذوبانه فى الماء حمض الكربونيك .

ويتم التخلص منه فى الوهاء (الفاسد) ، إما بستخدام هيدوركسيد الصوديوم (صودا) أو هيدروكسيد الكالسيوم (ماء الجير) أو بخليط منهما ومن أهم التطبيقات فى مجال الصناعة لعمليات التعادل ، هو صناعة مخصبات التربة (الأسمدة) فمثلاً سماد نترات النشادر يُصنع بمعادلة حمض النيتريك مع الأمونيا :

أمونيا + حمض نيتريك ⟵ نيترات الأمونيا (النشادر)

$$NH_4 No_3 \longleftarrow HNO_3 + NH_3$$

فى حين أن سماد كبريتات الأمونيا ، يُصنع بمعادلة حمض الكبريتيك مع الأمونيا :

أمونيا + حمض الكبريتيك ⟵ كبريتات الأمونيا

$$(NH_4)_2\,SO_4 \longleftarrow H_2\,SO_4 + 2NH_3$$

وأكبر مجموعة من القواعد هى أكاسيد الفلزات وهيدروكسيدات الفلزات مثل أكسيد الألومنيوم وأكسيد الصوديوم وهيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد الألومنيوم وتتعادل القواعد مع الأحماض مكونة ملح وماء .

التعادل هو التفاعل :

حمض + قاعدة ⟵ ملح + ماء

فمثلاً :

أكسيد الصوديوم + حمض الهيدروكلوريك ⟵ كلوريد الصوديوم + ماء

$$H_2\,O + 2NaCl \longleftarrow 2\,HCl + Na_2\,O$$

، أيضاً :

هيدروكسيد الصوديوم + حمض الهيدروكلوريك ⟵ كلوريد الصوديوم + ماء

$$H_2\,O + NaCl \longleftarrow HCl + NaOH$$

وفى أثناء التعادل فإن أيونات الهيدروجين الموجبة (H^+) فى الحامض تتفاعل مع أيونات الأكسيد (O^{2-}) أو مع أيونات الهيدروكسيد (OH^-) فى القاعدة لتكوين الماء :

$$H_2\,O \longleftarrow OH^- + H^+ \quad H_2O \longleftarrow (O^{2-}) + (H^+)_2$$

هيدروكسيد — أكسيد

□ استخدام الأحماض والقلويات بأمان :

يجب الحرص عند التعامل مع كل من الأحماض والقلويات حيث يجب استخدام نظارات واقية Goggles حيث أن كل منهما قد يتسبب فى حروق وأضرار أخرى .

فإذا ما تتطاير بعض من حامض (بالطرطشة) فى المعمل فإنه يجب معادلته بإضافة بيكربونات الصودا وهى قلوى ضعيف ، ويجب بعد معادلة الحامض أن

obeikandi.com

يجفف بملابس مبتلة ثم يغسل بالماء .

وبالمثل فإن القلوى الشديد يعالج بحامض ضعيف مثل حمض الخليك .

□ الأحماض وعمليات الهضم :

تحتوى المعدة على حوالى ١٠٠٠ سم^{٣} من حمض الهيدروكلوريك وهذا الحامض وبهذه الكمية لا يسبب أى ضرر فنحن نحتاج إليه فى الظروف الملائمة لعمليات هضم الطعام .

وأثناء الهضم فإن نوعيات الغذاء المختلفة تتكسر أو تتحلل إلى مواد أبسط يمكن استخدامها مباشرة بجسم الإنسان حيث تتوفر الحيوية التى يحتاجها جسم الإنسان فى مختلف الأنشطة والنواحى .

ويحدث أحياناً أن يعانى الإنسان بين فترة وأخرى من ألم أو مغص نتيجة عُسر الهضم وهذا يكون بسبب الحموضة الزائدة بالمعدة .

ويمكن معالجة عُسر الهضم بأخذ مواد مضادة للحموضة antacids مثل بيكربونات الصودا (هيدروكربونات الصوديوم) وهذه المواد تكون ضعيفة القلوية وتعمل على معالجة الحموضة الزائدة .

□ التعادل ولسعات الحشرات :

من المؤكد أن كلاً منا قد عانى من لدغات أو لسعات الحشرات والتى تنشأ من حقن مواد كيميائية بنسبة صغيرة فى جلد الإنسان مما يسبب الالتهابات والتهيجات المختلفة .

فلسعات النحل تكون من جراء حقن حامض فى جلد الإنسان ويجب معالجتها بواسطة غسول من الكلامين حجر التوتيا calamin lotion وهو خام يحتوى كربونات الزنك . أو باستخدام بيكربونات الصودا وهى عبارة عن قلويات ضعيفة حيث تعمل على معادلة تأثير الحمض وتقليل الالتهاب ويلاحظ أن النحل قد يترك أحياناً جُزء من (زبانه) بالجلد ويجب إزالته بحرص فى هذه الحالة .

أما لسعات (الدبور) فإنها تختلف عن النحل حيث يقوم الدبور بحقن مادة قلوية فى الجلد وتتم المعالجة هنا باستخدام حمض خفيف (الخل) .

[١٤ ـ ١٢] الأمـــلاح Salts :

علمنا فيما سبق أن الأحماض تتحد مع القلويات حيث ينتج الملح والماء والأملاح الناتجة تكون محاليلها فى الغالب متعادلة التأثير على عباد الشمس كما أن الملح قد ينتج من إحلال فلز محل هيدروجين الحامض .

□ الخواص المميزة للأملاح :

(أ) قابلية الذوبان فى الماء :

١ ــ تقبل بعض الأملاح الذوبان فى الماء البارد مثل ملح الطعام .

٢ ــ بعض الأملاح لا تذوب فى الماء البارد أو فى الماء الساخن مثل كبريتات الباريوم .

٣ ــ بعض الأملاح تذوب فى الماء الساخن ولا تذوب فى الماء البارد مثل كلوريد الرصاص .

(ب) انحلال الأملاح بالحرارة :

١ ــ بعض الأملاح تنحل بالحرارة مثل الحجر الجيرى ــ كربونات الكالسيوم . التى تعطى أكسيد الكالسيوم ويتصاعد غاز ثانى أكسيد الكربون :

كربونات كالسيوم $\xleftarrow{\text{حرارة}}$ أكسيد كالسيوم + ثانى أكسيد الكربون

$$Ca\,CO_3 \xleftarrow{\text{حرارة}} CaO + CO_2$$

٢ ــ بعض الأملاح لا تنحل بالحرارة مثل كربونات الصوديوم التى تنصهر بالحرارة ولا تنحل .

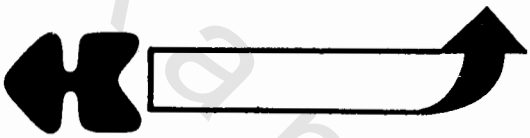
□ تحضير الأملاح :

وعند إعداد الأملاح فإنه من المهم جداً معرفة ما إذا كان هذا الملح يذوب فى الماء أم لا .

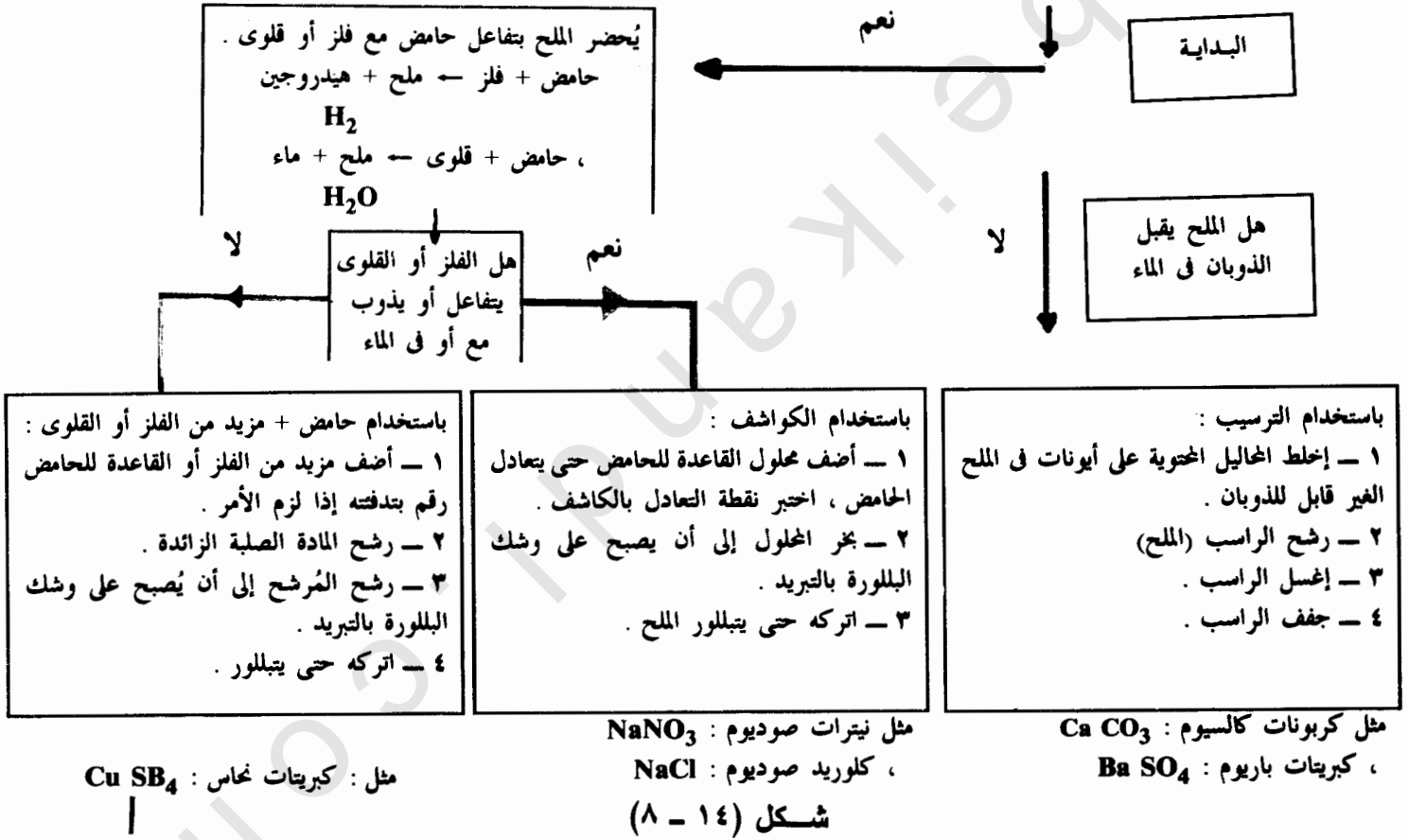
(١) فإذا كان الملح قابل للذوبان فى الماء فإنه يتم تحضيره عادة بتفاعل حامض مع أيٍ من فلز أو قلوى .

(٢) أما إذا كان غير قابل للذوبان فى الماء فإنه يتم تحضيره عادة بالترسيب Precipitation .

ويوضح الرسم التخطيطى التالى كيفية تحضير ملح معين انظر الرسم شكل (١٤ — ٨) .



obeikandl.com


البداية
هل الملح يقبل الذوبان فى الماء
نعم
لا
يُحضر الملح بتفاعل حامض مع فلز أو قلوى .
حامض + فلز ← ملح + هيدروجين
H_2
، حامض + قلوى ← ملح + ماء
H_2O
هل الفلز أو القلوى يتفاعل أو يذوب مع أو فى الماء
نعم
لا
باستخدام الترسيب :
١ ــ إخلط المحاليل المحتوية على أيونات فى الملح الغير قابل للذوبان .
٢ ــ رشح الراسب (الملح)
٣ ــ إغسل الراسب .
٤ ــ جفف الراسب .
مثل كربونات كالسيوم : $Ca\ CO_3$
، كبريتات باريوم : $Ba\ SO_4$
باستخدام الكواشف :
١ ــ أضف محلول القاعدة للحامض حتى يتعادل الحامض ، اختبر نقطة التعادل بالكاشف .
٢ ــ بخر المحلول إلى أن يصبح على وشك البللورة بالتبريد .
٣ ــ اتركه حتى يتبللور الملح .
مثل نيترات صوديوم : $NaNO_3$
، كلوريد صوديوم : $NaCl$
باستخدام حامض + مزيد من الفلز أو القلوى :
١ ــ أضف مزيد من الفلز أو القاعدة للحامض رقم بتدفئته إذا لزم الأمر .
٢ ــ رشح المادة الصلبة الزائدة .
٣ ــ رشح المُرشح إلى أن يُصبح على وشك البللورة بالتبريد .
٤ ــ اتركه حتى يتبللور .
مثل : كبريتات نحاس : $Cu\ SB_4$

شـــكل (١٤ ـ ٨)

والجدول التالى يبين بعض الأملاح الشائعة والهامة ورمزها الكيميائى بالإضافة إلى قابلية ذوبانها فى الماء ، جدول (١٤ ــ ٤)

وفى هذا الجدول سنتعرض لأملاح الأحماض الآتية :

١ ــ أملاح حامض الكبريتيك وهى ما يعرف بالكبريتات .
٢ ــ أملاح حمض الهيدروكلوريك وهى ما يعرف بالكلوريدات .
٣ ــ أملاح حمض النيتريك وهى ما يعرف بالنيترات .
٤ ــ أملاح حمض الكربونيك وهى ما يعرف بالكربونات .

اسم الملح	رمزه الكيميائى	قابلية الذوبان فى الماء
(أ) **الكبريتات :**		
١ ـ كبريتات نحاس	$CU\ SO_4$	تذوب فى الماء البارد
٢ ـ كبريتات باريوم	$Ba\ SO_4$	لا تذوب فى الما البارد ولا الساخن
٣ ـ كبريتات صوديوم	$Na_2\ SO_4$	تذوب فى الماء البارد
(ب) الكلوريدات :		
١ ـ كلوريد الرصاص	$Pb\ Cl_2$	يذوب فى الماء الساخن ولا يذوب فى البارد
٢ ـ كلوريد الصوديوم	$Na\ Cl$	يذوب فى الماء البارد
٣ ـ كلوريد الأمونيوم	$Nh_4\ Cl$	يذوب فى الماء البارد
٤ ـ كلوريد الفضة	$Ag\ Cl$	لا يذوب فى الماء البارد ولا فى الماء الساخن
(جـ) النيترات :		
١ ـ نيترات الصوديوم	$Na\ NO_3$	تذوب فى الماء البارد
٢ ـ نيترات الباريوم	$BaNO_3$	تذوب فى الماء البارد
(د) **الكربونات :**		
١ ـ كربونات الكالسيوم	$Ca\ CO_3$	لا تذوب فى الماء البارد ولا فى الماء الساخن
٢ ـ كربونات الصوديوم	$Na_2\ CO_3$	تذوب فى الماء البارد

جدول (١٤ ـ ٤)

obeikandl.com