

مقدمة في الأحماض والقواعد

القسم 1

dxh

الأحماض

عرّف الحمض سابقاً بأنه المادة التي يغير محلونها لون تباع الشمس إلى اللون الأحمر . وبشكل أعم فالحمض هو المادة التي عند ذوبانها في الماء تعطي كاتيونات الهيدروجين H^+ التي ترتبط بجزيئات الماء مكونة كاتيونات الهيدرونيوم (H_3O^+) (والتي نغير ألوان الكواشف) .

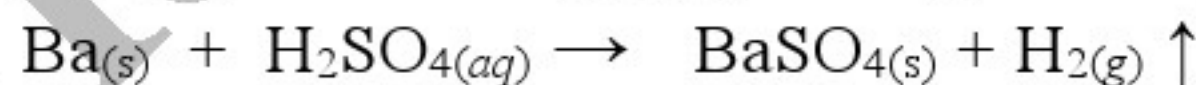
معلومة :

عندما يشعر النمل بالخطر على مستعمرة النمل، فإن النمل يبعث مادة تُسمى حمض الفورميك تُحذر جميع المستعمرة. الأحماض التي تذوب في مياه المطر تقوم بنحت كهوف حجرية جيرية هائلة، ونحطم مباني قيمة وتماثيل مع الوقت. * كثير من الأطعمة يعود مذاقها الحامضي إلى الحمض الذي تحتوي عليه ومن أمثلة ذلك : - مصادر بعض الأحماض

حمض الكربونيك وحمض الفوسفوريك	حمض الطرطريك	حمض الأكساليك	حمض المالك	حمض اللاكتيك	حمض الستريك حمض الاسكوريك	حمض الأسيتك
المشروبات الغازية الفوارة	عصير العنب	الطماطم-السبانخ	التفاح-البطيخ عصير العنب	اللبن الرائب	الليمون - البرتقال الجريب فروت	الخل

الخصائص المشتركة للمحاليل المائية للأحماض

- 1 - المحاليل المائية منها لها مذاق حامض
- 2 - المحاليل المركزة منها مواد أكالة تتلف أنسجة الجسم وبعضها سام. فلا نلجأ لخاصية التذوق عند التعرف على الأحماض .
- 3 - محاليلها المائية موصلة للتيار الكهربائي - لوجود الأيونات - وبعضها إلكتروليت قوي مثل HCl , HNO_3 وبعضها إلكتروليت ضعيف مثل HCN , CH_3COOH (تعتمد قوة الإلكتروليت على عدد الأيونات الموجودة في المحلول)
- 4 - تغير ألوان الكواشف مثل ورق pH وتباع الشمس .
- 5 - بعضها يتفاعل مع الفلزات النشطة ويتصاعد الهيدروجين.

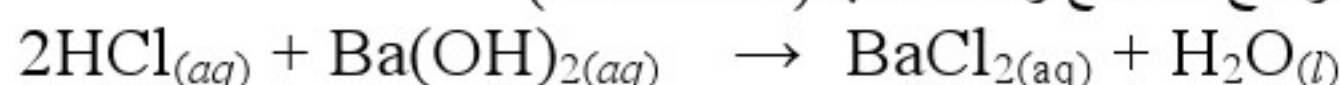


6- تتفاعل مع أملاح الكربونات والكربونات الهيدروجينية وتنتج غاز ثاني أكسيد الكربون مثال : عند إضافة الخل إلى صودا الخبز (مسحوق الخبز)



يتعرف الجيولوجيون على الصخور على أنها صخور جيرية (تتكون بصفة أساسية من $CaCO_3$) باستخدام محلول حمض الهيدروكلوريك. إذا أنتجت قطرات من الحمض فقاعات ثاني أكسيد الكربون، فإن الصخر يكون محتويًا على الجير.

7 - تتفاعل مع القواعد وتنتج الأملاح والماء غالباً (تفاعل تعادل)



تطبيق

1. اكتب معادلات موزونة للتفاعلات بين،

a. الألمنيوم وحمض الكبريتيك

b. كربونات الكالسيوم وحمض الهيدروبروميك

2. مسألة لتحدي اكتب المعادلة الأيونية الصرفة للتفاعل في السؤال 1b.

www.syCourse.com/uae



القاعدة القوية هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) يمكنها فتح أنابيب الصرف الصحي المسدودة.



حمض الهيدروكلوريك (HCl) القوي، ويعرف أيضًا باسم حمض المورياتيك، يُستخدم في تنظيف الطوب والخرسانة.

القواعد

أما **القاعدة** فهي المادة التي عند ذوبانها في الماء تعطي أنيونات (OH^-) وتزرق ورق تباع الشمس. ومن أمثلتها محلول الأمونيا الذي يستخدم في التنظيف، و NaOH وهو من مكونات بعض المنظفات، وكذا حليب المغنيسيا الذي يحوي $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ويستخدم لإزالة حموضة المعدة وميزته قلة ذوبانه في الماء فلا يمتصه الجسم، وكذا هيدروكسيد الألمنيوم $\text{Al}(\text{OH})_3$ ، و كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 وهما يستخدمان (مضادات للحموضة) لإزالة حموضة المعدة أيضاً.

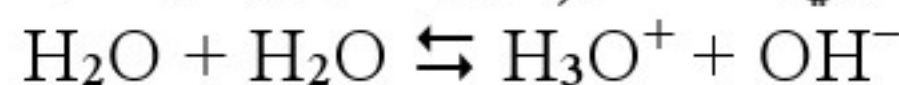
الخصائص المشتركة للمحاليل المائية للقواعد

- 1 - المحاليل المائية المخففة منها طعمها مر ، والمركز منها يؤذي الجلد ويسبب له حروق (الحذر عند التعامل معها).
- 2 - تغير ألوان الكواشف مثل ورق pH وتباع الشمس (يحوله إلى اللون الأزرق) .
- 3 - لها ملمس صابوني (زلقة الملمس) .
- 4 - تتفاعل مع الأحماض وتعطي ملحاً وماء .
- 5 - محاليلها المائية توصل التيار الكهربائي لوجود الأيونات ، بعضها إلكتروليت قوي مثل NaOH , KOH ، وبعضها إلكتروليت ضعيف مثل محلول الأمونيا NH_3 المائي (NH_4OH) .

أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ وأيونات الهيدروكسيد OH^-

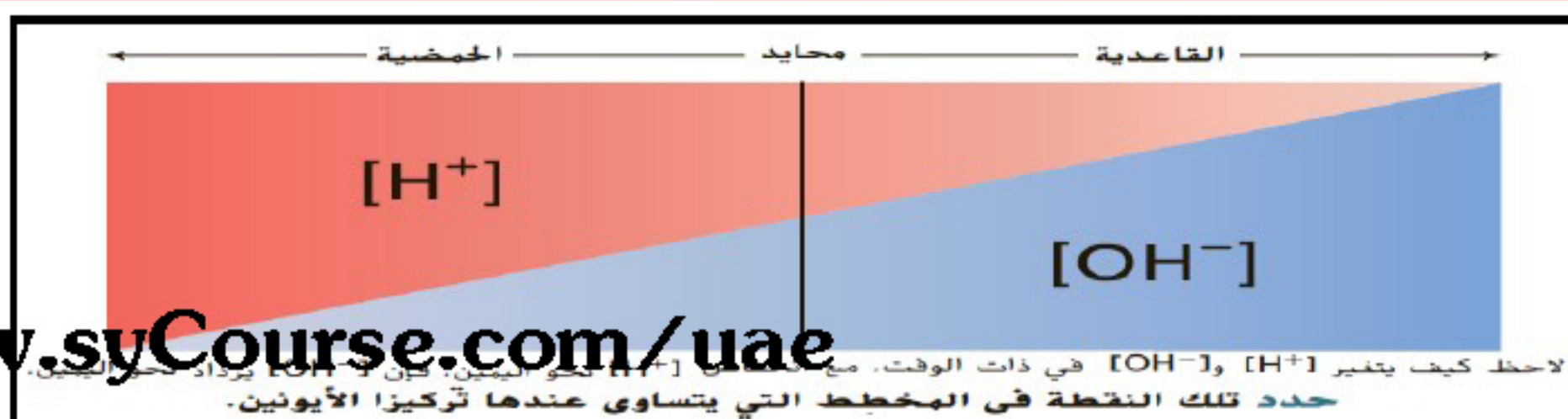
جميع المحاليل المائية تحتوي على أيون H^+ و أيون OH^- ويتحدد نوع المحلول حمضي أو قاعدي أو متعادل على حسب الكميات النسبية للأيونين ، ونلاحظ أن الماء النقي يحتوي على كلا الأيونين **حيث يحدث :**

التأين الذاتي للماء: هي عملية يُنتج فيها جزيئين من الماء أيون هيدرونيوم وأيون هيدروكسيد وذلك بانتقال بروتون من جزيء ماء إلى الآخر كما يلي بالمعادلة . (أظهرت التجارب أن الماء النقي إلكتروليت ضعيف جداً)



المحاليل المتعادلة والحمضية والقاعدية :

أنواع المحاليل	حمضية	متعادلة	قاعدية
	$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$	$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-]$



أنواع الأحماض وتسميتها

أحماض ثنائية العنصر

أحماض ثلاثية العنصر (أكسجينية)

أولاً :- الحمض ثنائي العنصر :-

حمض يحتوي على عنصرين مختلفين هما الهيدروجين وعنصر آخر أكثر سالبة كهربائية (لافلز)
- الأحماض ثنائية العنصر (عناصر المجموعة 17 مع الهيدروجين - هاليدات الهيدروجين - ، وعناصر المجموعة 16 مع الهيدروجين أيضاً) تسمى كالتالي :

حمض الـ (هيدرو + اسم اللافلز + مقطع يك)

أمثلة : HF حمض الهيدرو فلور يك (الهيدروفلوريك)
HI حمض الهيدرو يود يك (الهيدروبيديك) ،
H₂S حمض الهيدرو كبريت يك (الهيدروكبريتيك) وهكذا .

صيغة الحمض	الاسم	الايون السالب (آنيون)	الاسم
HF	حمض الهيدرو يوديك	F ⁻	فلوريد
HCl	حمض الهيدرو كلوريك	Cl ⁻	كلوريد
HBr	حمض الهيدرو بروميك	Br ⁻	بروميد
HI	حمض الهيدرو يوديك	I ⁻	يوديد
H ₂ S	حمض الهيدرو كبريتيك	S ⁻²	كبريتيد

ثانياً: الحمض الثلاثي (الأكسجينية) :-

(حمض يتكون من الهيدروجين و الأكسجين و عنصر ثالث لا فلز غالباً)

1 - إذا كان للعنصر اللافلزي (مثل الكربون) نوع واحد من الأحماض فتسميته كالتالي :
حمض الـ (اسم اللافلز + يك) مثل H₂CO₃ ويسمى حمض الـ كربون يك (الكربونيك) .

2 - إذا كان للعنصر اللافلزي أكثر من نوع من الأحماض بسبب زيادة عدد ذرات الأكسجين ،
وزيادة عدد أكسدة الذرة المركزية الأم نجد ان :-

أ - الحمض الذي يحتوي ذرات أكسجين أعلى (3 أو 4 غالباً و عدد تأكسد الذرة المركزية +5 أو +6) فيسمى بالطريقة

السابقة . حمض + اسم اللافلز + يك . H₂SO₄ حمض الكبريت يك (الكبريتيك) ، HNO₃ حمض النيتريك .

أما الشق الحمضي (الآنيون) فيسمى باستبدال المقطع يك من الحمض بالمقطع ات . مثل كبريتات و نترات .

ب - الحمض الذي يحتوي ذرات أكسجين أقل (2 أو 3 غالباً وعدد تأكسد الذرة المركزية +3 أو +4) فيسمى كالتالي:
حمض الـ (اسم اللافلز + وز). H_2SO_3 حمض الكبريت وز (الكبريتوز)، HNO_2 حمض النيتروز. أما الشق الحمضي (الأنيون) فيسمى بتغيير المقطع وز من الحمض بالمقطع يت مثل كبريت يت (كبريتيت) ، نيتريت (نيتريت).

ج - للهالوجينات (عناصر المجموعة 17 عدا الفلور) أحماض أكسجينية أربعة لكل عنصر ، وصيغها وتسميتها كالتالي:

$HClO$	$HClO_2$	$HClO_3$	$HClO_4$
حمض الهيبوكلوروز (هيبو تعني أقل في O_2)	حمض الكلوروز	حمض كلوريك	حمض بيركلوريك (بير تعني أكثر في O_2)
ClO^-	ClO_2^-	ClO_3^-	ClO_4^-
هيبوكلوريت	كلوريت	كلورات	بير كلورات
$HBrO$	$HBrO_2$	$HBrO_3$	$HBrO_4$
حمض الهيبوبروموز	حمض البروموز	حمض البروميك	حمض البيروبروميك
BrO^-	BrO_2^-	BrO_3^-	BrO_4^-
هيبوبروميت	بروميت	برومات	بيروبرومات

ويلاحظ عند تسمية الشقوق الحامضية استبدال مقطع يك من الحمض بمقطع ات في الشق الحمضي ، ومقطع وز من الحمض بمقطع يت في الشق الحمضي مع المحافظة على البدايات كما هي .

ذرة اللافلز	صيغة الحمض	اسم الحمض	الأنيون	الاسم
C الكربون	H_2CO_3	حمض الكربونيك	CO_3^{2-}	كربونات
N النيتروجين	HNO_3	حمض النيتريك	NO_3^-	نترات
	HNO_2	حمض النيتروز	NO_2^-	نيتريت
S الكبريت	H_2SO_4	حمض الكبريتيك	SO_4^{2-}	كبريتات
	H_2SO_3	حمض الكبريتوز	SO_3^{2-}	كبريتيت
P الفوسفور	H_3PO_4	حمض الفوسفوريك	PO_4^{3-}	فوسفات
	H_3PO_3	حمض الفوسفوروز	PO_3^{3-}	فوسفيت
Cl الكلور	$HClO$	حمض الهيبوكلوروز	ClO^-	ClO^-
	$HClO_2$	حمض الكلوروز	ClO_2^-	$HClO_2$
	$HClO_3$	حمض الكلوريك	ClO_3^-	$HClO_3$
Br , I	$HClO_4$	حمض البيركلوريك	ClO_4^-	$HClO_4$
احماض عضوية	$HCOOH$	حمض الفورميك	$HCOO^-$	فورمات
	CH_3COOH	حمض الاستيك	CH_3COO^-	أسيتات

* بعض الأحماض الشائعة واستخداماتها

الاستخدامات	الخصائص العامة	الحمض
1- صناعة الأسمدة والورق والأصباغ والمنظفات 2- صناعة بطاريات السيارات 3- إنتاج المعادن 4- إزالة الماء من الغازات 5- يستخدم في محطات تكرير النفط	1- أكثر المواد الكيميائية إنتاجا على الصعيد العالمي 2- يمتص الماء (مادة مجففة للماء) 3- يتفاعل مع المركبات العضوية في الجلد مسببا حروقا خطيرة	حمض الكبريتيك H_2SO_4
1- صناعة المتفجرات 2- صناعة المطاط و البلاستيك و الأصباغ 3- صناعة المستحضرات الطبية	1- سائل مطاير وغير مستقر 2- يذوب في الماء ويصبح أكثر استقرارا 3- محلوله عديم اللون ويمرور الزمن يصبح لونه أصفر ينتج عن تفكك القليل من الحمض وتحوله الى NO_2 4- يكسب البروتين لونا أصفر (الريشة) 5- رائحته تسبب الشعور بالإختناق 6- يسبب حروقا للجلد ويترك بقعا عليه	حمض النيتريك HNO_3
1- صناعة الأسمدة والأعلاف 2- تنظيف معدات مصانع الألبان 3- صناعة المنظفات و السيراميك 4- محلوله المخفف يعطي نكهة للمشروبات (الغازية)	1- محلوله المخفف له مذاق حامضيا ولكنه غير سام	حمض الفوسفوريك H_3PO_4
1- استخلاص الماغنسيوم من ماء البحر 2- تنظيف أسطح الحديد والفولاذ و المبادي 3- تصنيع المواد الغذائية 4- المحلول المركز يستخدم في الحفاظ على درجة الحموضة الصحيحة لمياه المسابح	1- تفرزه المعدة للمساعدة في عملية الهضم	حمض الهيدروكلوريك HCl
1- صناعة الخل (يحتوي الخل على 8%:4% من حمض الأسيتيك) 2- تحضير الكيمائيات المستخدمة في صناعة البلاستيك 3- كمبيد للفطريات	1- الحمض النقي يكون عديم اللون ذو رائحة حادة 2- الحمض النقي يسمى حمض الأسيتيك الثلجي (يتجمد عند $17^{\circ}C$ ويشكل بلورات في الأوساط الباردة) 3- يحضر عن طريق تخمير بعض النباتات	حمض الأسيتيك CH_3COOH

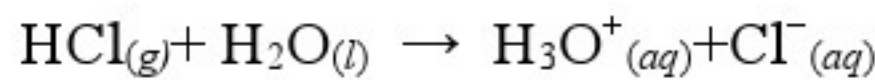
ملاحظة: عند تخفيف الأحماض المركزة دائما يضاف الحمض للماء ولا يضاف الماء للحمض حتى لا يتناثر الحمض.

أحماض وقواعد أرهينيوس (نموذج أرهينيوس)

حمض أرهينيوس:

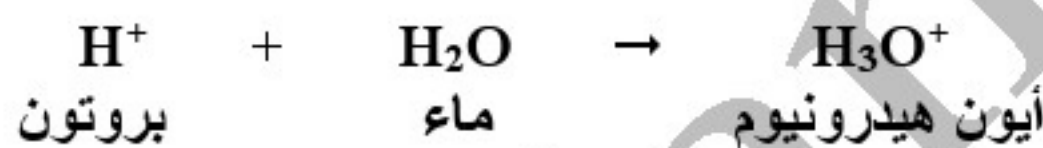
هو مادة تحتوي على الهيدروجين وتتأين لإنتاج أيونات الهيدروجين (H^+) في المحلول المائي.

والذي يرتبط بجزيء ماء مكوناً أيون الهيدرونيوم (H_3O^+).
أحماض أرهينيوس مركبات جزيئية **تتأين** في الماء لذا فجميعها إلكترونات



أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)

هو أيون ينتج من اتحاد كاتيونات الهيدروجين H^+ مع جزيئات الماء
(حيث يصبح البروتون H^+ مرتبطاً تساهمياً مع ذرة الأكسجين لتكوين أيون الهيدرونيوم H_3O^+) (رابطة تساهمية من نوع خاص) (تناسقية)
(تفاعل أيون H^+ لتكوين أيون الهيدرونيوم ينتج معظم الطاقة اللازمة لتأين مذاب جزيئي آخر)



قاعدة أرهينيوس:

هي مادة تحتوي على مجموعة هيدروكسيد وتتفصل أيونات الهيدروكسيد (OH^-) في المحلول المائي مثل NaOH.

وقواعد أرهينيوس معظمها مركبات أيونية **تتفكك** عند ذوبانها في الماء
 $NaOH_{(s)} \xrightarrow{\text{في الماء}} Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$

قصور نموذج أرهينيوس

نموذج أرهينيوس به بعض مواطن القصور. على سبيل المثال، لا تحتوي الأمونيا (NH_3) وكربونات الصوديوم (Na_2CO_3) على مجموعة هيدروكسيد، ولكن كلتا المادتين تنتجان أيونات الهيدروكسيد في المحلول وهما قاعدتان معروفتان.

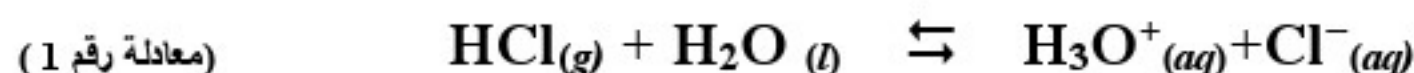
بحيرة النطرون في وادي الصدغ الشرق أفريقي بأفريقيا
عبارة عن بحيرة قاعدية طبيعياً. تدخل المياه المحملة
بكربونات الصوديوم المذابة من الصخور البركانية المحيطة
إلى البحيرة ولكنها لا تجد لها مخرج منها.
تقوم عملية التبخر بتركيز المعادن تاركة قشرة بيضاء على
السطح ومياه عالية القلوية.



أحماض وقواعد برونشتد - لوري (نموذج برونشتد - لوري)

◀ **الحمض :-** هو مانح أيون الهيدروجين (H^+) (بروتون H^+)

◀ **القاعدة :-** هي المستقبل لأيون الهيدروجين (H^+) (البروتون H^+)



◀ في المعادلة رقم (1) : استقبل جزيء الماء بروتوناً من HCl لذا فإن الماء يعتبر هنا قاعدة برونشتد - لوري لأنه استقبل بروتون HCl ، يعتبر حمضاً لبرونشتد - لوري لأنه منح بروتوناً للماء .

◀ في المعادلة رقم (2) : تعتبر الأمونيا قاعدة برونشتد - لوري لأنها استقبلت بروتون كما أن الماء اعتبر حمضاً لأنه منح بروتون للأمونيا .

◀ في المعادلة رقم (1) عمل الماء كقاعدة ، وفي المعادلة رقم (2) عمل كحمض ، ولذا فهو يعتبر **مركب أمفوتيري**

◀ كما أنه يمكن أن نتعرف على تصرف الماء كحمض وكقاعدة من **معادلة التآين الذاتي للماء** التالية :

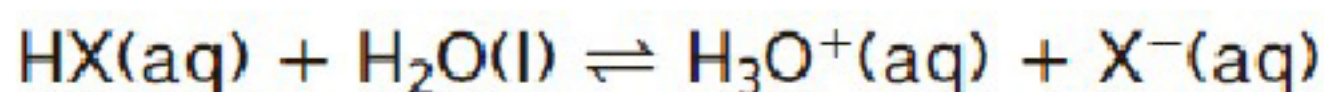


حيث يمثل أحد الجزيئات حمض برونشتد - لوري لأنه يمنح بروتون والآخر يمثل قاعدة برونشتد - لوري لأنه يستقبل بروتون .

(عموماً ففي تفاعلات برونشتد لوري تنتقل البروتونات من المانح وهو الحمض الى المستقبل وهي القاعدة)

ملاحظات هامة :

1- جميع أحماض أرهينيوس هي أحماض برونشتد - لوري لأنها تمنح بروتونات للماء



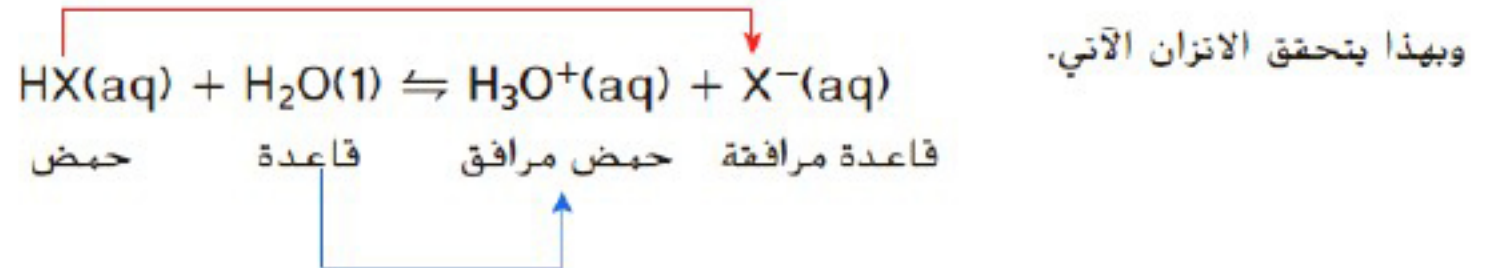
2- قواعد أرهينيوس تحتوي محاليلها على أيون هيدروكسيد (OH^-) ، وهذا الأيون عندما يستقبل بروتون ويكون جزيء الماء ، لذا فهو يعتبر قاعدة برونشتد - لوري .

تفاعلات الحمض - القاعدة (الأحماض والقواعد المرافقة)

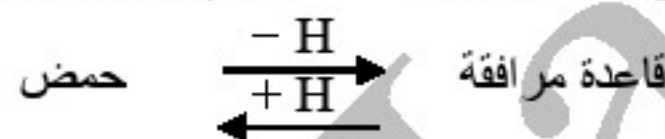
(تعتبر نظرية برونشتد - لوري هي النظرية الأكثر تطبيقاً لوصف تفاعلات الحمض - القاعدة)

عندما يستقبل جزيء الماء أيون H^+ ، يصبح حمضاً وتكون صيغته H_3O^+ . والذي يعتبر حمض لأن به أيون H^+ إضافي يمكنه أن يمنحه. عند منح الأيون H^+ ، يصبح الحمض HX قاعدة X^- .

X^- عبارة عن قاعدة لأنه يمتلك شحنة سالبة ويمكن أن يستقبل سريعاً أيون هيدروجين موجب. وهكذا، يمكن حدوث تفاعل بين الحمض والقاعدة في الاتجاه العكسي. يمكن أن يتفاعل الحمض H_3O^+ مع القاعدة X^- لتكوين الماء و HX .

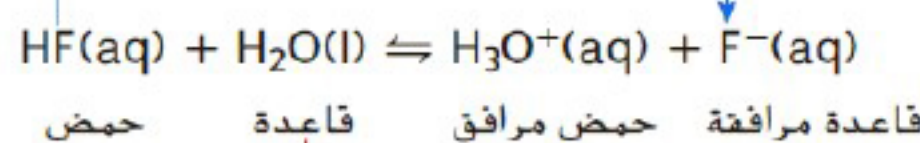


♥ **الحمض المرافق:** هو الناتج بعد استئصال قاعدة برونشتد - لوري بروتون (في الحمض المرافق يزداد عدد ذرات الهيدروجين).
♥ **القاعدة المرافقة:** هو الناتج بعد أن يعطي حمض برونشتد - لوري بروتون (في القاعدة المرافقة يقل عدد ذرات الهيدروجين).



فلوريد الهيدروجين - حمض برونشتد - لوري

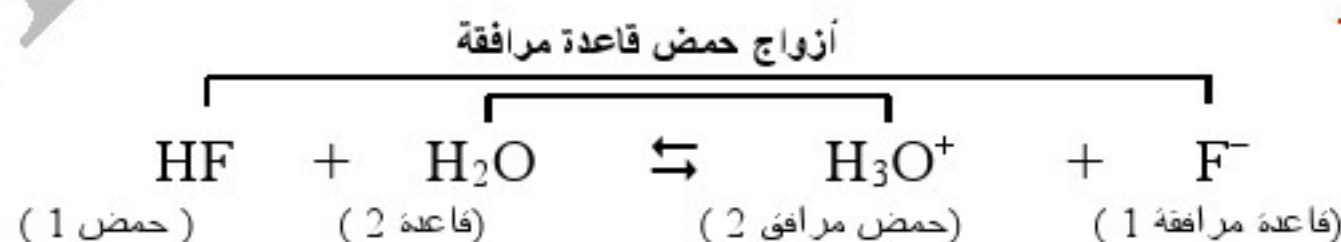
يقوم فلوريد الهيدروجين بمنح أيون هيدروجين لجزيء ماء، وهكذا فإن فلوريد الهيدروجين حمض.



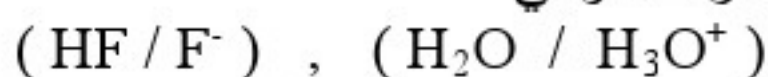
فلوريد الهيدروجين هو حمض طبقاً لتعريفات كل من أرهنيوس وبرونشتد - لوري.

يستخدم فلوريد الهيدروجين في تصنيع مجموعة مختلفة من المركبات التي تحتوي على الفلور، مثل الطلاء غير اللاصق في أدوات المطبخ.

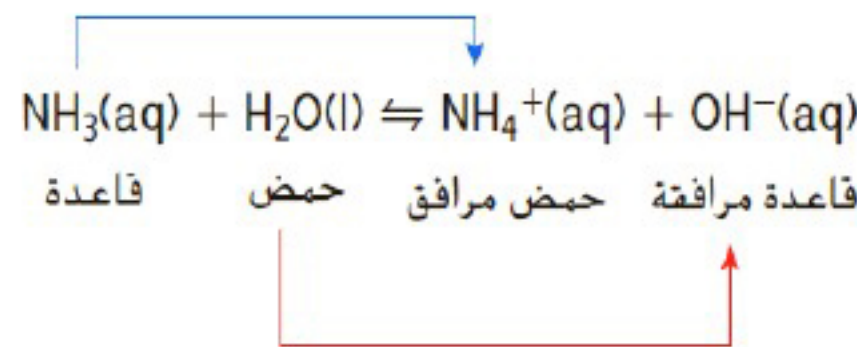
شرح المثال السابق :-



يعمل HF كحمض لأنه منح بروتون للماء، ونتج عن ذلك F^- والذي يمكنه أن يستقبل بروتون (في التفاعل العكسي) لذا فهو قاعدة، وتعرف F^- بالقاعدة المرافقة للحمض HF . وفي الوقت ذاته يعتبر الماء قاعدة لأنه استقبل بروتون من HF ونتج عنه H_3O^+ ، وهذا بدوره يمكنه أن يمنح بروتوناً (في التفاعل العكسي) أي أنه حمض برونشتد - لوري وهو حمض مرافق للماء. ويسمى الحمض والقاعدة المرافقة له بالأزواج المرافقة. وهي



الأمونيا - قاعدة برونشتد- لوري



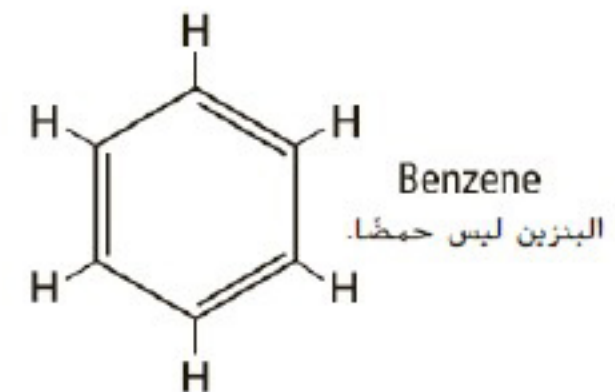
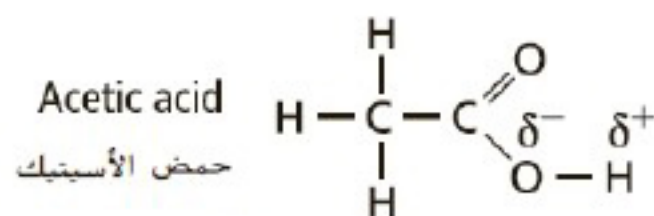
جميع الأحماض والقواعد التي تدرج تحت تعريف أرهنيوس للأحماض والقواعد تدرج كذلك تحت تعريف برونشتد-لوري. ولكن بعض المواد الأخرى التي تنقصها مجموعة هيدروكسيد، ومن ثم، لا يمكن اعتبارها قواعد طبقاً لتعريف أرهنيوس يمكن تصنيفها كقواعد طبقاً لنموذج برونشتد-لوري.

الأمونيا (NH_3) مثال على ذلك. عندما تذوب الأمونيا في الماء يمكن اعتبارها قاعدة برونشتد-لوري في التفاعل الأمامي. نظراً لأن جزيء NH_3 يستقبل أيون H^+ لتكوين أيون الأمونيوم (NH_4^+). فإن الأمونيا هي قاعدة برونشتد-لوري في التفاعل الأمامي. في التفاعل العكسي، يقوم أيون الأمونيوم (NH_4^+) بإعطاء أيون H^+ لتكوين جزيء الأمونيا. وهكذا يتفاعل كحمض برونشتد-لوري. أيون الأمونيوم هو الحمض المرافق لقاعدة الأمونيا.

يستقبل أيون الهيدروكسيد أيون H^+ لتكوين جزيء ماء، ولذلك هو قاعدة برونشتد-لوري. أيون الهيدروكسيد هو القاعدة المرافقة لحمض الماء.

◀ ذرات الهيدروجين القابلة للتأين : يعتمد تأين الهيدروجين على قطبية رابطته

علل : حمض الاستيك يتأين في المحلول المائي بينما البنزين لا يتأين في الماء على الرغم من احتواءهما على الهيدروجين ج / لأن الرابطة بين H-O قطبية بسبب فرق السالبية الكهربائية بين الذرتين فيسهل انفصال H^+ في الماء بينما في الرابطة C-H يكون فرق السالبية صغيراً فلا تتأين ذرات الهيدروجين لذلك البنزين ليس حمضاً

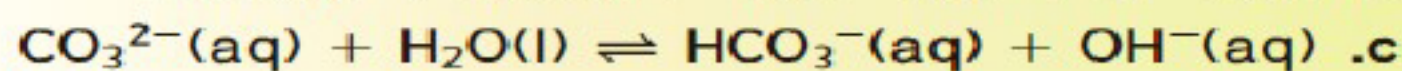
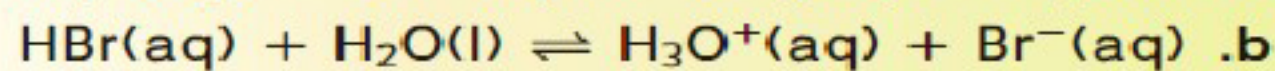
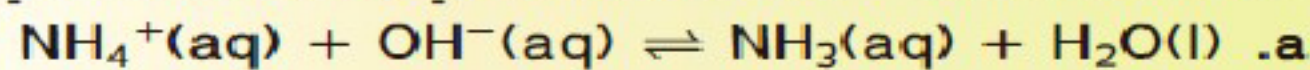


الفرق بين ذرة الهيدروجين القابلة للتأين في حمض الأسيتيك، وذرات الهيدروجين الثلاثة الأخرى، هو أن الذرة القابلة للتأين مرتبطة بعنصر الأكسجين، وهو أكثر سالبية كهربائية من الهيدروجين. الفرق في السالبية الكهربائية يجعل الرابطة بين الأكسجين والهيدروجين قطبية.

البنزين غير الحمضي (C_6H_6). كل ذرة من ذرات الهيدروجين ترتبط بذرة كربون. ذرات الكربون لها تقريباً نفس السالبية الكهربائية للهيدروجين. هذه الروابط غير قطبية، ولذلك فإن البنزين ليس حمضاً.

تطبيق

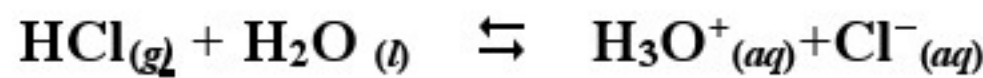
3. حدد زوج الحمض - القاعدة المرافق في كل تفاعل مما يلي:



4. مسألة للتحدي نواتج التفاعل بين حمض وقاعدة هي H_3O^+ و SO_4^{2-} . اكتب معادلة موازنة للتفاعل وحدد أزواج الحمض القاعدة المرافقة.

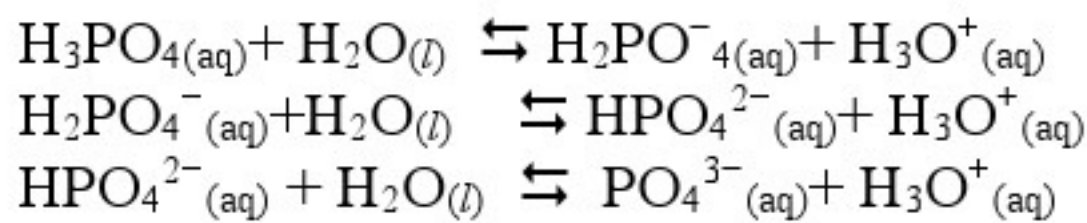
أحماض أحادية البروتون ، وأحماض متعددة البروتون :-

الأحماض أحادية البروتون : هي أحماض تتأين بخطوة واحدة (على مرحلة واحدة) حيث تمنح بروتون واحد فقط . مثل HNO_3 , HCl كما في المعادلة التالية :

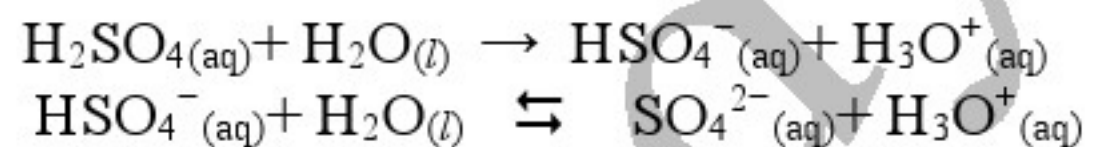


الأحماض متعددة البروتون :

هي أحماض تتأين على عدة مراحل وبالتالي فهي تمنح أكثر من بروتون مثل H_2SO_4 ثنائي البروتون ، و H_3PO_4 ثلاثي البروتون . المعادلات التالية تبين خطوات تأينها .



المحلول يحتوي على عدد أكبر من H_3O^+ و $H_2PO_4^-$ وعدد أقل من HPO_4^{2-} و PO_4^{3-} وهو حمض ضعيف في جميع مراحل تأينه .



تعليق هام :
المحلول يحتوي على عدد أكبر من H_3O^+ و HSO_4^- وعدد أقل من SO_4^{2-} ، وحمض الكبريتيك قوي في مرحلة تأينه الأولى وضعيف في المرحلة الثانية .

المركبات الأمفوتيرية :

هي مواد يمكنها أن تتفاعل كحمض أو كقاعدة وذلك حسب قوة الحمض أو القاعدة المتفاعلة معها .
فالماء مركب أمفوتيري فهو يتفاعل مع حمض HCl كقاعدة (HCl حمض أقوى من الماء كحمض فيتصرف الماء كقاعدة) ، ويتفاعل مع الأمونيا كحمض (الأمونيا كقاعدة أقوى من الماء كقاعدة فيتصرف الماء كحمض) .
(راجع المعادلات التي مرت سابقاً)

أمثلة لمواد أمفوتيرية أخرى (OH^- , HSO_4^- , HCO_3^- , ...)

أحماض وقواعد لويس (نموذج لويس) (يعتمد على روابط الجزيء وتركيبه)

العالم الأمريكي (لويس) اقترح نموذجاً للأحماض والقواعد أكثر عمومية يعتمد على الترميز النقطي للإلكترونات حيث يظهر دور أزواج الإلكترونات في تفاعلات الحمض - القاعدة . وطور نظرية أزواج الإلكترونات للترابط الكيميائي وادخل بنى لويس لتحديد مواقع الإلكترونات في الذرات والجزيئات وطبق ذلك تفاعلات الأحماض والقواعد فتوصل إلى أن أحماضاً لا تحتوي على هيدروجين حيث عرف كل من الحمض والقاعدة كما يلي :-

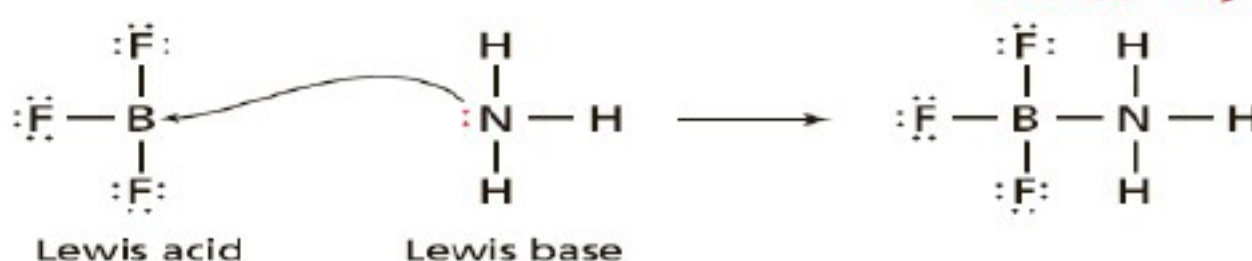
حمض لويس : هو ذرة أو جزيء أو أيون يستقبل زوجاً من الإلكترونات ليكون روابط تساهمية

(حيث يوجد به فلك خالي من الإلكترونات يمكن أن يستقبل (يشارك) زوج الإلكترونات)

قاعدة لويس :- ذرة أو أيون أو جزيء يمنح زوجاً من الإلكترونات ليكون رابطة تساهمية

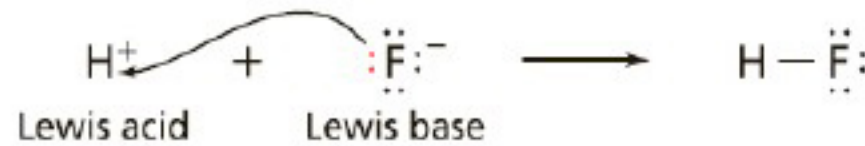
(حيث الذرة المركزية تحتوي على زوج إلكترون حر يمكن منحه لحمض لويس)

مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات



ذرة البورون في BF_3 بها ستة إلكترونات، ولذلك فإن المانح (NH_3) يمنح زوج إلكترونات لتكوين رابطة تساهمية .

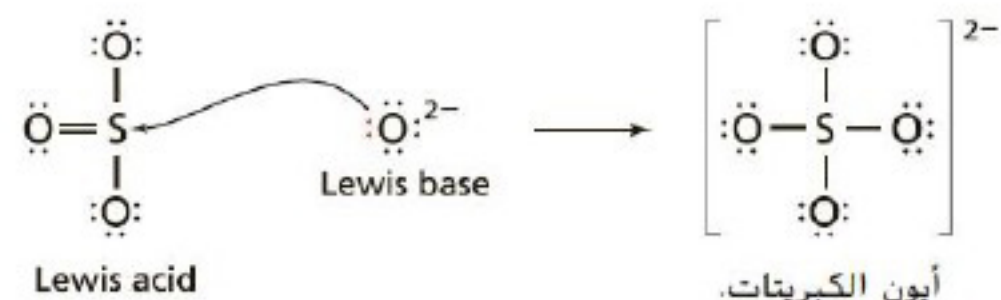
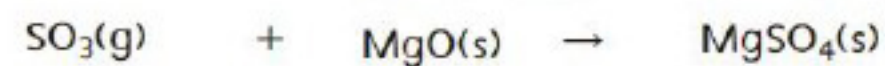
مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات



في هذا التفاعل، أيون H^+ هو حمض لويس. فلكه الأول الخالي يستقبل زوج إلكترونات من الأيون F^- . أيون الفلوريد هو قاعدة لويس. وهو يمنح زوج إلكترونات غير المرتبط لتكوين رابطة الهيدروجين - الفلور في HF .

لاحظ أن هذا التفاعل يتوافق كذلك مع نموذج برونشتد-لوري للأحماض والقواعد لأن H^+ مانح لأيون الهيدروجين و F^- ليكون هو المستقبل.

مانحات ومستقبلات أزواج الإلكترونات

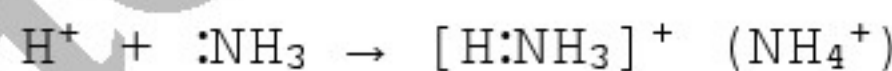
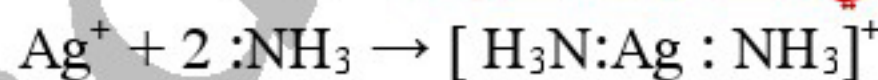


لاحظ أن جزيء SO_3 حمض لويس، يستقبل زوج إلكترونات من أيون O^{2-} . قاعدة لويس. تفاعل SO_3 و MgO مهم لأنه يُنتج كبريتات المغنسيوم، وهي ملح يُكوّن سباعي الهيدرات المعروف باسم ملح إبسوم ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$). ملح إبسوم له استخدامات كثيرة، بما فيها تخفيف الإم العضلات والعمل كمغذى للنباتات. التفاعل له استخدامات بيئية.

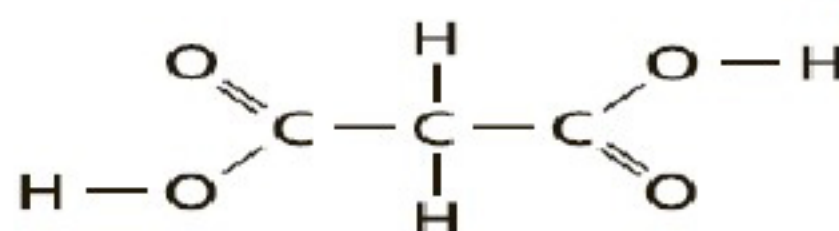
عندما يتم حقن MgO في غازات أنبوبة المدخنة لمصانع الطاقة التي تُدار بالفحم، فإنها تتفاعل مع SO_3 وتزيله.

في حالة السماح بدخول SO_3 إلى الغلاف الجوي، فيمكن أن يتحد مع الماء في الجو لتكوين حمض الكبريتيك الذي يسقط على الأرض كمطر حمضي.

حدد حمض وقاعدة لويس في التفاعلات التالية ؟



فسّر الرسوم التوضيحية العلمية



في الصيغ البنائية المرافقة،

حدد أي ذرات هيدروجين

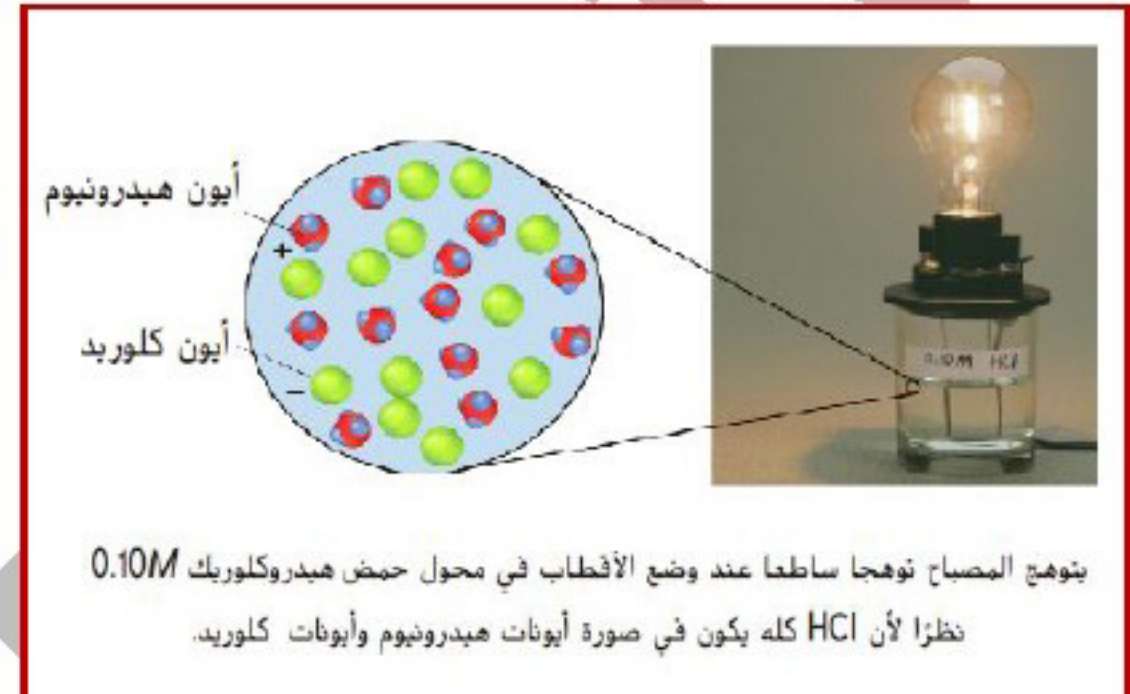
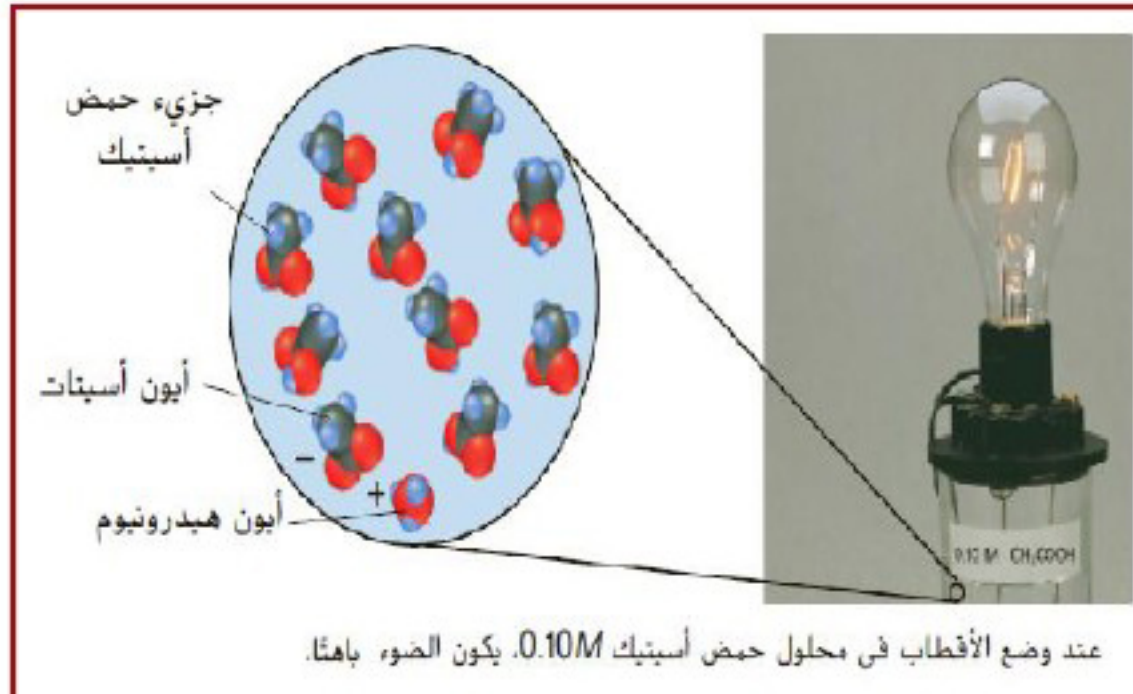
يُحتمل أن تكون قابلة للتأين.

ثلاثة نماذج للأحماض والقواعد

النموذج	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهنيوس	مُنتج H^+	مُنتج OH^-
برونشتد - لوري	مانح H^+	مستقبل H^+
لويس	مستقبل زوج إلكترونات	مانح زوج إلكترونات

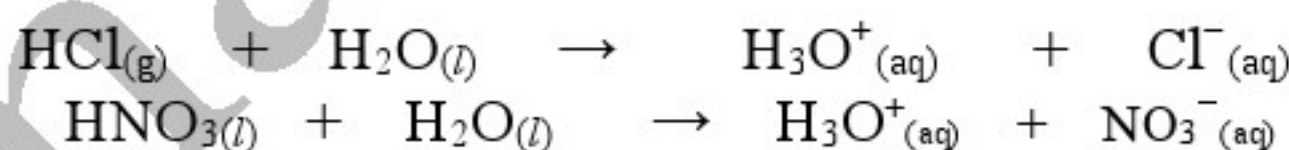
القسم 2 قوة الأحماض والقواعد

قوة الأحماض : من خصائص محاليل الأحماض والقواعد انها توصل الكهرباء وذلك بسبب وجود ايونات الهيدرونيوم والهيدروكسيل ولكن تختلف القدرة على التوصيل حسب قوة الحمض فنجد ان توصيل محلول حمض HCl أقوى من محلول حمض الأسيتيك $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ على الرغم من تساوي تركيزهما



◀ يجب ان نعلم ان الأيونات هي التي تحمل التيار الكهربائي في المحلول ونجد ان كل جزيئات حمض HCl تأينت تماما الى ايونات الهيدرونيوم وايونات الكلوريد لذلك يسمى **حمض قوي** بينما نجد ان جزيئات حمض CH_3COOH تأينت جزئيا (بعضها فقط يتأين) الى ايونات الهيدرونيوم وايونات الأسيتات لذلك يسمى **حمض ضعيف**

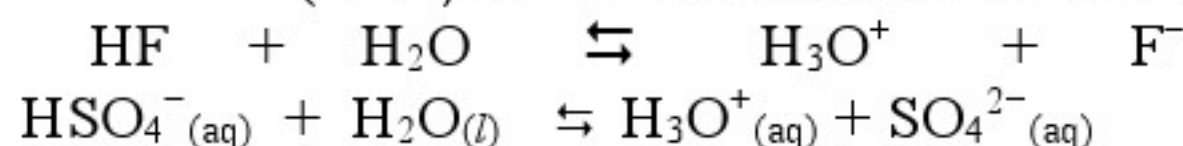
◀ **الحمض القوي :** هو الحمض الذي يتأين تأينا تاما منتجا عدد قليل من الأيونات ويعتبر الكتروليت قوي وعند كتابة معادلة التآين لحمض قوي تمثل بسهم واحد امامي ($\rightarrow$)



HI , HClO_3 , HCl , HClO_4 , HBr , H_2SO_4 , HNO_3

لأحماض القوية

◀ **الحمض الضعيف :** هو الحمض الذي يتأين تأينا جزئيا منتجا عدد اقل من الأيونات ويعتبر الكتروليت ضعيف وعند كتابة معادلة التآين لحمض ضعيف تمثل بسهمين متعاكسين ($\rightleftharpoons$)



أمثلة للأحماض الضعيفة:

CH_3COOH , HF , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2S , HCN , HCO_3^- , HSO_4^- وفي الأحماض العضوية مثل حمض الأسيتيك $\text{CH}_3\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ يوجد فيها أكثر من ذرة هيدروجين (أربع ذرات) ، ولكن ذرة الهيدروجين الحامضية (المتأينة) هي الموجودة على شكل مجموعة هيدروكسيل $-\text{OH}$ ، وهي هنا ذرة احدة

www.syCourse.com/uae

ملاحظات هامة جدا:-

تعتمد قوة الحمض على

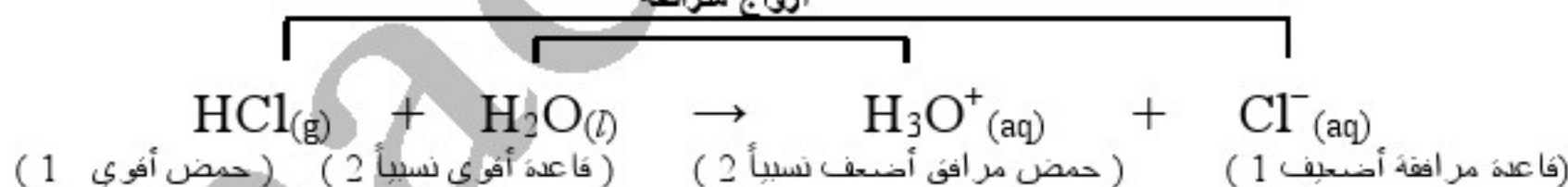
- *قطبية الرابطة بين الهيدروجين والعنصر المرتبط به فكلما زادت قطبية الرابطة زادت قوة الحمض
- *سهولة كسر هذه الرابطة (انخفاض طاقتها) فكلما قلت طاقة الرابطة زادت قوة الحمض
- ◀ لا يوجد علاقة بين قوة الحمض وبين عدد ذرات الهيدروجين في الحمض [علل] لأنه لا يحدث تأين تام لهما جميعا
- ◀ الأحماض العضوية التي تحتوي على مجموعة الكربوكسيل COOH - مثل حمض الأسيتيك تكون دائماً ضعيفة وذرة الهيدروجين المرتبطة بالأكسجين في مجموعة الكربوكسيل هي الحمضية والتي تتأين في الماء بشكل ضعيف

معادلات التأين			
أحماض قوية		أحماض ضعيفة	
الاسم	معادلة التأين	الاسم	معادلات التأين
الهيدروكلوريك	$\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$	الهيدروفلوريك	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$
الهيدروبروميك	$\text{HI} \rightarrow \text{H}^+ + \text{I}^-$	الأسيتيك	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
البيركلوريك	$\text{HClO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	الهيدروكربتيك	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$
النيتريك	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	الكربونيك	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$
الكبريتيك	$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$	الهيوكلوروز	$\text{HClO} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}^-$

قوة الحمض ونموذج بونشتد-لوري

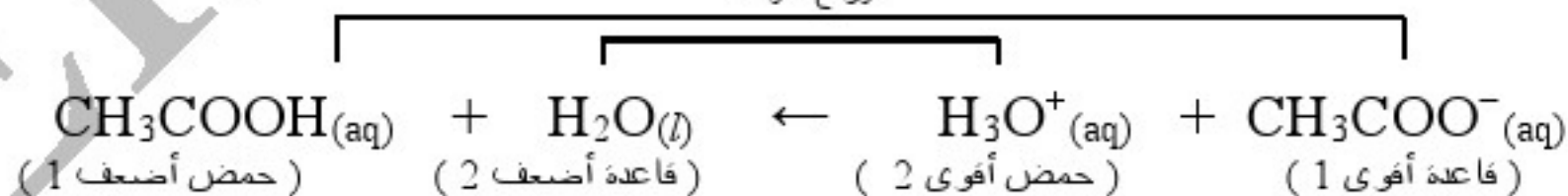
يوصف HCl بأنه حمض قوي لأن له ميلاً قوياً لمنح بروتون للماء .
والسؤال هو : هل يكون أيون Cl^- قاعدة مرافقة قوية أم ضعيفة ؟
إن ميل أيون الكلوريد لجذب البروتون وإعادة تكوين HCl لا شك سيكون ضعيفاً وإلا لما تأين HCl بتلك القوة .
وبالتالي فإن الحمض القوي تكون قاعدته المرافقة ضعيفة . وجزيء الماء يوصف هنا بأنه قاعدة قوية (نسبياً) لأن له ميل أكبر لاستقبال البروتون، ويكون حمضه المرافق H_3O^+ حمضاً مرافقاً ضعيفاً نسبة إلى حمض HCl القوي.

أزواج مترافقة



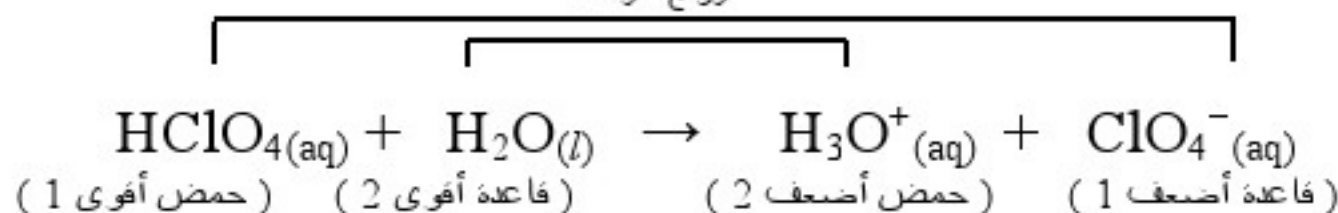
إذن بقدر ما يكون الحمض قوياً تكون قاعدته المرافقة ضعيفة ، وبقدر ما تكون القاعدة قوية يكون حمضها المرافق ضعيفاً . إذن فالحمض القوي يتفاعل مع القاعدة لينتج حمض ضعيف وقاعدة أضعف . انظر إلى اتجاه السهم في التفاعل:

أزواج مترافقة



التفاعل الأول

أزواج مترافقة

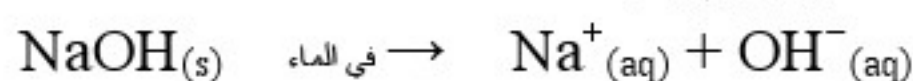


التفاعل الثاني

◀ في التفاعلات القائمة على انتقال البروتون ، يفضل انتاج الحمض والقاعدة الأضعف . فنرى أن التفاعل الأول يتجه عكسياً لإنتاج الحمض والقاعدة الأضعف والثاني أمامياً لنفس السبب

قوة القواعد

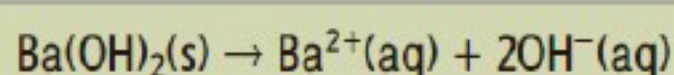
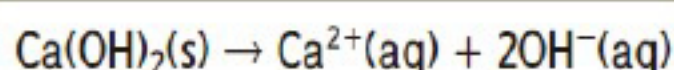
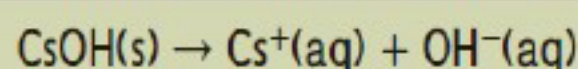
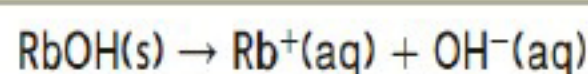
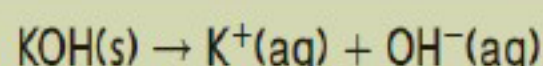
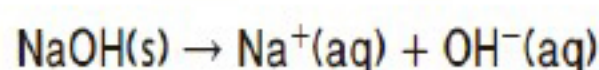
القاعدة القوية : هي التي تتفك في الماء تفكاً تاماً (إلكتروليت قوي) ، وتعطي عدداً كبيراً من الأيونات ، وتكتب معادلتها بسهم في اتجاه واحد مثل تفكك NaOH .



القواعد القوية :

NaOH, CsOH, RbOH, KOH, من عناصر المجموعة 1، $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ من المجموعة 2

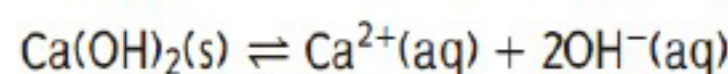
معادلات التفكك للقواعد القوية



بعض الهيدروكسيدات الفلزية، مثل هيدروكسيد الكالسيوم $\text{Ca}(\text{OH})_2$ تتمتع بقدرة ضعيفة

على الذوبان ومن ثم فهي مصادر فقيرة لأيونات OH^- .

لاحظ أن ثابت حاصل الإذابة، K_{sp} ، لهيدروكسيد الكالسيوم $\text{Ca}(\text{OH})_2$ يكون صغيراً.



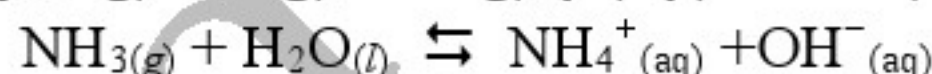
$$K_{sp} = 6.5 \times 10^{-6}$$

مما يشير إلى وجود أيونات قليلة من OH^- في محلول مشبع.

ومع ذلك، هيدروكسيد الكالسيوم والهيدروكسيدات الفلزية القابلة للذوبان قليلاً تعتبر قواعد قوية

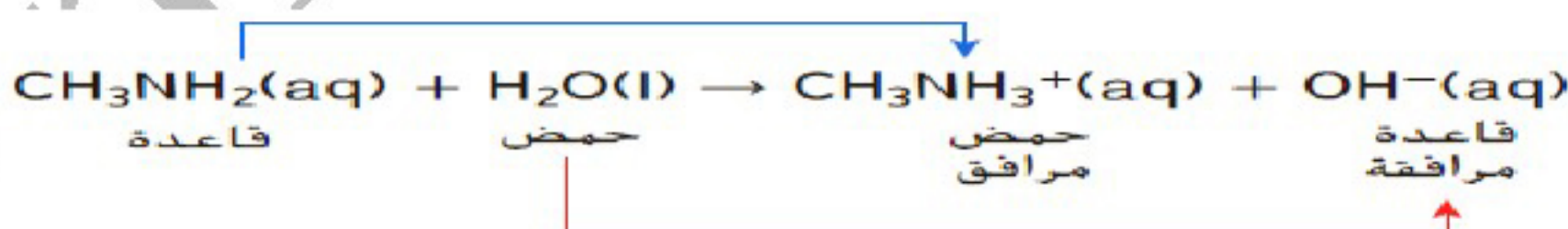
لأن كل المركب الذي يذوب متفكك تماماً.

القاعدة الضعيفة : هي قاعدة تزود المحلول المائي بعدد قليل من أيونات الهيدروكسيد (إلكتروليت ضعيف) مثل الأمونيا والأنيلين $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ وتكتب معادلة تأينها بسهمين متعاكسين مثل تأين الأمونيا في المعادلة السابقة .



القواعد التي لا تذوب جيداً في الماء مثل هيدروكسيد النحاس (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ تمثل قواعد ضعيفة ، وكذا هيدروكسيدات معظم فلزات المجموعات d من الجدول الدوري .

ومن المفيد أن نعلم أن قلوية المحلول تعتمد على تركيز أيونات OH^- في المحلول وليس عددها في صيغة المركب غير الذائب . كما أن كثير من المركبات العضوية التي تحتوي ذرات نيتروجين هي قواعد ضعيفة مثل الكودايين $\text{C}_{18}\text{H}_{21}\text{NO}_3$ والذي يستخدم كمسكن للألم ومهدئ للسعال ، والميثيل أمين CH_3NH_2 كما بالمعادلة التالية.



ملحوظة : القواعد التي تذوب في الماء وتزيد من تركيز OH^- هي قواعد قلوية . وكل القلويات قواعد وليس العكس.

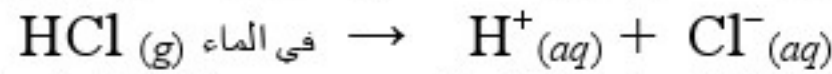
* الجدول التالي يوضح الأحماض والقواعد الشائعة

HI	HClO ₄	HBr	HCl	H ₂ SO ₄	HClO ₃	HNO ₃	أحماض قوية مرتبة حسب القوة	
Ca(OH) ₂	Sr(OH) ₂	Ba(OH) ₂	NaOH	LiOH	KOH	RbOH	CsOH	قواعد قوية

التأين : هو عملية تكوين الأيونات من جزيئات المذاب (جزيئي أو تساهمي قطبي) بفعل المذيب (الماء)

أو هي عملية تحول جزيئات المركب التساهمي القطبي إلى أيونات في المحاليل المائية . أي عملية تكوين أيونات عندما لا تكون الأيونات موجودة أصلاً .

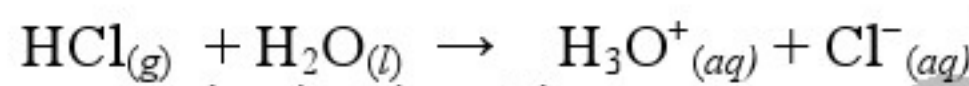
وهذه العملية تعتمد على قوة الرابطة داخل جزيئات المذاب ، وقوة التجاذب بين جزيئات المذيب وأطراف جزيء المذاب .



عند إذابة غاز HCl في الماء ، تتغلب قوى التجاذب بين جزيئات الماء وأطراف جزيء HCl القطبي (طرف الهيدروجين وطرف الكلور) على قوى التجاذب بين الهيدروجين والكلور ، فتتسبب في فصلها عن بعضها وتأيئها .

أيون الهيدرونيوم

في المحاليل المائية لا يتواجد كاتيون الهيدروجين منفرداً ، حيث يجذب كاتيون الهيدروجين وبقوة جزيئات الماء مكوناً أيون الهيدرونيوم H_3O^+ . حيث يرتبط كاتيون الهيدروجين بقوة بذرة أكسجين الماء برابطة تساهمية تناسقية . وذوبان غاز كلوريد الهيدروجين في الماء يعتبر تفاعلاً كيميائياً حيث تنتج مواد جديدة ، والمحلل الناتج يعرف بحمض الهيدروكلوريك .



س : ما الذي يحدد إمكانية تأين مركب جزيئي (تساهمي قطبي) في مذيب قطبي ؟

ج- إذا كانت قوة التجاذب بين جزيئات المذيب والمذاب أكبر من قوة الروابط بين جزيئات المذاب فإن الجزيء ينقسم إلى أيونين .

ملحوظة هامة جداً :-

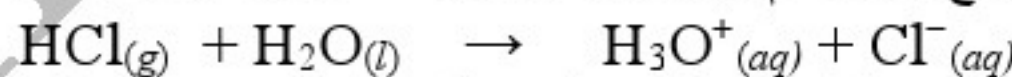
* تزداد حمضية المركب (الحمض) بزيادة عدد ذرات الأكسجين المرتبطة بالذرة اللافلزية المركزية ، لأن ذرات الأكسجين تسحب الكثافة الإلكترونية بعيداً عن O - H مما يزيد من قطبيتها ويسهل انفصال الهيدروجين .



الإلكترونيات القوية والإلكترونيات الضعيفة

◀ عناصر المجموعة 17 في الجدول الدوري تكون مع الهيدروجين مركبات تساهمية قطبية قوية عدا (HF) . هذه المركبات القطبية القوية وكذا المركبات الأيونية ذات الذوبانية العالية مثل NaCl ، وعند ذوبانها في الماء تكاد تكون متأينة 100% . أي أنه يوجد في محلولها أيونات فقط ، ولا توجد جزيئات فتوصف بأنها إلكترونيات قوية .

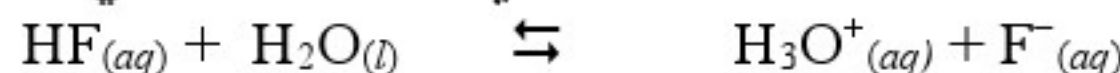
➤ **الإلكترونيات القوية :** هي مركبات توصل محاليلها المخففة المائية التيار الكهربائي بصورة جيدة لوجود الأيونات فيها بشكل كبير ، لأن جميع أو معظم جسيماتها الذائبة تتفكك أو تتأين ، ولذا تكتب معادلتها بسهم باتجاه واحد .



◀ وهناك إلكترونيات لا تتفكك في المحاليل المائية تفككاً كاملاً ، بل تبقى منها كمية كبيرة على شكل جزيئات

مثل HF ، HCN ، CH_3COOH . وهذه توصف بأنها إلكترونيات ضعيفة (الأحماض العضوية كلها إلكترونيات ضعيفة)

➤ **الإلكترونيات الضعيفة :** هي مركبات توصل محاليلها المخففة التيار الكهربائي بشكل ضعيف لوجود عدد قليل من الأيونات في محاليلها . وتكتب معادلتها بسهمين متعاكسين أي أن التفاعل يسير في الاتجاهين طردي وعكسي .



اللاإلكترونيات :

المواد التي لا يوصل محلولها التيار الكهربائي لعدم وجود الأيونات . مثل السكريات $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ، $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$

والكحولات مثل $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ علل لأنها مركبات لا تتفكك ولا تتأين عند ذوبانها في الماء

ملاحظة :

♦ يجب عدم الخلط بين وصف إلكتروليت قوي أو ضعيف وبين وصف المحلول مركز أو مخفف .

◀ حمض الهيدروكلوريك إلكتروليت قوي مهما كانت قوة تركيزه (حتى 0.00001M)

◀ حمض الأسيتيك إلكتروليت ضعيف حتى وإن كان تركيزه 10M .

قوة الحمض الضعيف وقوة القاعدة الضعيفة من خلال ثوابت الحمض والقاعدة

ثابت الاتزان (K) :

النسبة بين حاصل ضرب تراكيز النواتج الى حاصل ضرب تراكيز المتفاعلات، كل مرفوع الى الأس الذي يساوي معاملته (عدد مولاته) في المعادلة الكيميائية الموزونة .
في التفاعل المتزن الافتراضي التالي :



$$K = \frac{[C]^x [D]^y}{[A]^n [B]^m}$$

بالنسبة للأحماض الضعيفة والقواعد الضعيفة يكون لها ثابت اتزان ايضا يسمى ثابت تأين الحمض او القاعدة الضعيفين كما يلي :

ثابت تأين الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة

ثابت تأين القاعدة الضعيفة K_b	ثابت تأين الحمض الضعيف K_a
هو ثابت الاتزان لتفاعل تأين القاعدة مثال : محلول الامونيا	هو ثابت الاتزان لتفاعل تأين الحمض مثال : حمض الاسيتيك
$\text{NH}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$ $K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(aq) + \text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$ $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$
لاحظ : العلاقة بين K_b و K	لاحظ : العلاقة بين K_a و K
$K_b = K [\text{H}_2\text{O}]$	$K_a = K [\text{H}_2\text{O}]$
قيمة K_b قيمة صغيرة و تعتمد على درجة الحرارة و تعبر عن مدى قوة القاعدة الضعيف كلما زادت قيمة K_b تزداد قوة القاعدة	قيمة K_a قيمة صغيرة و تعتمد على درجة الحرارة و تعبر عن مدى قوة الحمض الضعيف كلما زادت قيمة K_a تزداد قوة الحمض

ملحوظة و معلومة :-

عندما يتأين حمض ضعيف مثل CH_3COOH 0.1M في درجة حرارة الغرفة فإنه يتأين بنسبة 1.3 % من جزيئات هذا الحمض لذلك (يحتوي المحلول على ثلاثة أنواع من الجسيمات من حالة الاتزان هي ، ،) فكر واجب ؟

الحمض	K_a	الحمض	K_a
HClO	3.5×10^{-8}	HClO ₂	1.2×10^{-2}
HCN	4.9×10^{-10}	H ₂ PO ₄ ⁻	6.2×10^{-8}

د - HCN

ج - H₂PO₄⁻

ب - HClO

أ - HClO₂

اختر الاجابة الصحيحة :
مستعينا بالجدول اي الاحماض التالية هو الاقوى

ثوابت التآين للقواعد الضعيفة

القاعدة	معادلة التآين	K_b (298 K)
إيثيل أمين	$C_2H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_2H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	5.0×10^{-4}
الميثيل أمين	$CH_3NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons CH_3NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	4.3×10^{-4}
الأمونيا	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$	2.5×10^{-5}
الأنيلين	$C_6H_5NH_2(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons C_6H_5NH_3^+(aq) + OH^-(aq)$	4.3×10^{-10}

ثوابت التآين للأحماض الضعيفة

الحمض	معادلة التآين	K_a (298 K)
الهيدروكلوريك، التآين الأول	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$	8.9×10^{-8}
الهيدروكلوريك، التآين الثاني	$HS^- \rightleftharpoons H^+ + S^{2-}$	1×10^{-19}
الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$	6.3×10^{-4}
الهيدروسيانيك	$HCN \rightleftharpoons H^+ + CN^-$	6.2×10^{-10}
الأسيتيك	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$	1.8×10^{-5}
الكربونيك، التآين الأول	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$	4.5×10^{-7}
الكربونيك، التآين الثاني	$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$	4.7×10^{-11}

تطبيق

4. اكتب معادلات التآين وتعبيرات ثابت تآين القاعدة للقواعد الآتية.
- a. هكسيل أمين ($C_6H_{13}NH_2$) c. أيون الكربونات (CO_3^{2-})
b. بروبييل أمين ($C_3H_7NH_2$) d. أيون الكبريتيت الهيدروجيني (HSO_3^-)
5. مسألة للتحدي اكتب معادلة للاتزان العكسي حيث تكون القاعدة في التفاعل الأمامي PO_4^{3-} والقاعدة في التفاعل العكسي OH^- .

تطبيق

1. اكتب معادلات تآين وتعبيرات ثابت التآين لكل حمض.
a. $HClO_2$ b. HNO_2 c. HIO
2. اكتب معادلة التآين الأولى والثانية لـ H_2SeO_3 .

3. مسألة للتحدي إذا كان تعبير ثابت الاتزان لتفاعل هو $K_a = \frac{[AsO_4^{3-}][H_3O^+]}{[HAsO_4^{2-}]}$ ، اكتب المعادلة الموزونة لهذا التفاعل.

أيونات الهيدروجين والـ pH

القسم 3

الفكرة الرئيسة

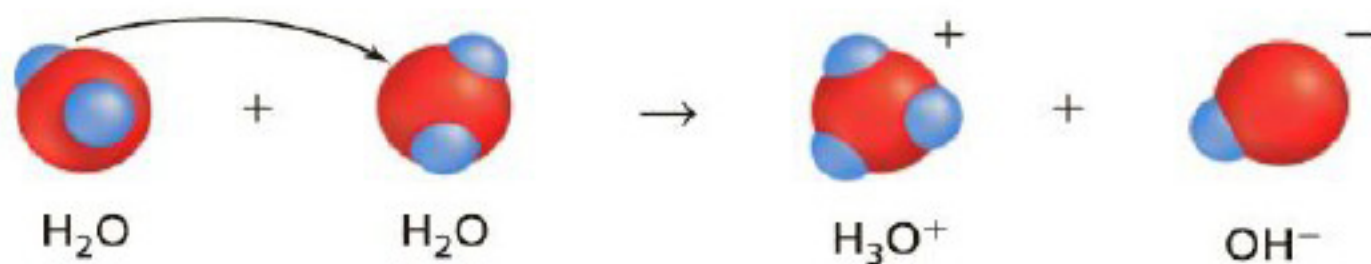
pH و pOH عبارة عن مقياس لوغاريتمية تُعبر عن تراكيز أيونات الهيدروجين وأيونات الهيدروكسيد في المحاليل المائية.

المحاليل المائية ومفهوم الرقم الهيدروجيني

مقدمة :- علمنا أن الأحماض تكون في المحاليل المائية أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ بينما تكون القواعد أيونات الهيدروكسيد OH^- س/هل الأحماض فقط هي مصدر أيونات الهيدرونيوم ؟ وهل القواعد فقط هي مصدر أيونات الهيدروكسيد ؟ ج- (هذه الأيونات ليس مصدرها المذاب (الأحماض والقواعد) فقط حيث يمكن للمذيب (الماء) أن يزود المحلول بأيونات H_3O^+ و OH^-)

أيونات الهيدرونيوم وأيونات الهيدروكسيد

التأين الذاتي للماء : هي عملية يُنتج فيها جزيئين من الماء أيون هيدرونيوم وأيون هيدروكسيد وذلك بانتقال بروتون من جزيء ماء إلى الآخر كما يلي . (أظهرت التجارب أن الماء النقي إلكتروليت ضعيف جدا)



ثابت تأين الماء
 $K_w = [H^+][OH^-]$

يعمل جزيء واحد من الماء كحمض في حين يعمل الجزيء الآخر كقاعدة.

الماء المقطر متعادل عند أي درجة حرارة:

		
10°C	25°C	50°C
$[H_3O^+] = 10^{-8}$	$[H_3O^+] = 10^{-7}$	$[H_3O^+] = 10^{-6}$
$[OH^-] = 10^{-8}$	$[OH^-] = 10^{-7}$	$[OH^-] = 10^{-6}$
(تزداد قيمته بزيادة درجة حرارة)	ثابت تأين الماء K_w هو حاصل ضرب $[OH^-]$ في $[H_3O^+]$	
$K_w = [H_3O^+][OH^-]$ at 25°C $K_w = 10^{-14}$		

يظهر هنا أن أحد جزيئي الماء عمل كحمض برونشتد-لوري والآخر عمل كقاعدة برونشتد-لوري . ومن المعادلة نجد أن عدد أيونات H_3O^+ يساوي عدد أيونات OH^- أي أن $[H_3O^+] = [OH^-]$ وقد وجد عملياً أنه يساوي $1 \times 10^{-7} M$ عند $298K = 25^\circ C$ وتكون قيمة ثابت تأين الماء عند هذه الدرجة يساوي $K_w = [OH^-] \times [H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-14}$ (ثابت تأين الماء)

هذه القيمة تزداد برفع درجة الحرارة بسبب زيادة التأين الذاتي للماء ، ولكنها ثابتة عند درجة حرارة معينة.

www.syCourse.com/uae

المحاليل المتعادلة والحمضية والقاعدية :

أنواع المحاليل	حمضية	متعادلة	قاعدية
	$[H_3O^+] > [OH^-]$	$[H_3O^+] = [OH^-]$	$[H_3O^+] < [OH^-]$
$[H_3O^+]$	أكبر من 10^{-7}	10^{-7}	أقل من 10^{-7}
$[OH^-]$	أقل من 10^{-7}	10^{-7}	أكبر من 10^{-7}

ولكن تذكر أن $K_w = [OH^-] \times [H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-14}$ عند $298 K = 25^\circ C$ مقدار ثابت
 → لذا فإنه في المحلول الواحد إذا زاد تركيز أيونات الهيدرونيوم وأصبح المحلول حمضياً يقل تركيز أيونات الهيدروكسيد ، والعكس صحيح ولكن حاصل ضربهما K_w تبقى ثابتة وتساوي 1.0×10^{-14} عند $298 K = 25^\circ C$

K_w ومبدأ لو شاتيليه

مبدأ لو شاتيليه Le Châtelier's principle: ينص على أنه في حالة أثر توتر على نظام في حالة اتزان، فإن النظام يتحول بالاتجاه الذي يخفف هذا التوتر.

ناتج ضرب $[H^+]$ و $[OH^-]$ يساوي دائماً 1.0×10^{-14} عند $298 K$.
 معنى هذا أنه إذا زاد تركيز أيونات H^+ فإن تركيز أيونات OH^- لابد أن ينقص بالمثل الزيادة في تركيز أيونات OH^- تتسبب في نقص في تركيز أيونات H^+ .

تفسير حسب لو شاتيليه

إضافة أيونات هيدروجين أخرى إلى الماء عند الاتزان يمثل توتراً على النظام. يتفاعل النظام بطريقة تخفف التوتر.
 أيونات H^+ المضافة تتفاعل مع أيونات OH^- لتكوين المزيد من جزيئات الماء. وهكذا ينخفض تركيز أيونات OH^- .

حساب $[H_3O^+]$, $[OH^-]$:

الأحماض القوية مثل $HClO_3$, $HClO_4$, HNO_3 , HBr , HCl . تتأين تماماً في المحاليل المائية ، ويكون تركيز أيون الهيدرونيوم $[H_3O^+] =$ تركيز محلول الحمض القوي .
 والقواعد القوية مثل $LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$ تتفكك أيضاً تفككاً تاماً ويكون تركيز أيون الهيدروكسيد $[OH^-] =$ تركيز المحلول القاعدي القوي .

أمثلة :-

** عندما يكون محلول HCl تركيزه $2.0 \times 10^{-4} M$ يكون $[H_3O^+] = 2.0 \times 10^{-4} M$
 وبناء عليه يمكن حساب تركيز $[OH^-] =$

** عندما يكون محلول $NaOH$ تركيزه $1.0 \times 10^{-2} M$ يكون $[OH^-] = 1.0 \times 10^{-2} M$
 وبناء عليه يمكن حساب تركيز $[H_3O^+] =$

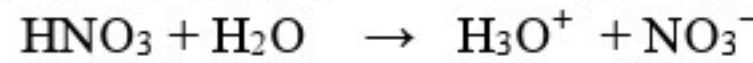
الأحماض والقواعد القوية الشائعة

HI	HClO ₄	HBr	HCl	H ₂ SO ₄	HClO ₃	HNO ₃	أحماض قوية (مرتبة حسب القوة)
NaOH	LiOH	KOH	RbOH	CsOH	Ca(OH) ₂	Sr(OH) ₂	قواعد قوية

مسائل

مسألة: محلول حمض نيتريك تركيزه $1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$ - احسب تركيز كل من $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ في المحلول .

الحل:



$$\therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

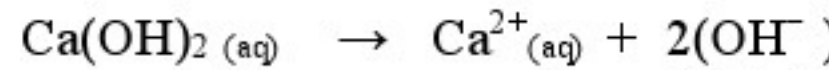
تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+] =$ تركيز الحمض في المحلول لأن الحمض قوي ويتأين تماماً

$$K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$\therefore [\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-4}} = 1.0 \times 10^{-10} \text{ M}$$

مسألة: احسب تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ في محلول $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ تركيزه $1 \times 10^{-4} \text{ M}$.

الحل:



كل مول من القاعدة ينتج 2 مول OH^-

$$\therefore [\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-4} \text{ M} , \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-14} \div 2 \times 10^{-4} = 0.50 \times 10^{-10} \text{ M}$$

ملحوظة هامة جدا عند حل هذا النوع من المسائل

♥ إذا كان الحمض قوي ثنائي البروتون مثل H_2SO_4 فإن :-

$$[\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 2 \times [\text{H}_2\text{SO}_4] \quad \text{ضعف تركيز الحمض القوي ثنائي البروتون}$$

♥ إذا كانت القاعدة قوية ثنائية الهيدروكسيد مثل $\text{Ca}(\text{OH})_2$ فإن :-

$$[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{Ca}(\text{OH})_2] \quad \text{تركيز الـ } \text{OH}^- = \text{ضعف تركيز القاعدة ثنائية الهيدروكسيد}$$

تدريبات:

1- احسب تركيزي أيوني الهيدرونيوم و الهيدروكسيد في محلول $3.0 \times 10^{-2} \text{ M NaOH}$

2- احسب تركيزي أيوني الهيدرونيوم و الهيدروكسيد في محلول $1.0 \times 10^{-4} \text{ M H}_2\text{SO}_4$

مثال

احسب $[\text{H}^+]$ و $[\text{OH}^-]$ باستخدام K_w عند 298 K . يكون تركيز الأيون H^+ في فتجان القهوة $1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$. ما هو تركيز الأيون OH^- في القهوة؟ هل القهوة حمضية أم قاعدية. أم متعادلة؟

مجهول
 $[\text{OH}^-] = ? \text{ mol/L}$

معلوم
 $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$
 $K_w = 1.0 \times 10^{-14}$

1 تحليل المسألة

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.0 \times 10^{-5}} = 1.0 \times 10^{-9} \text{ mol/L}$$

2 حساب المجهول

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

ثم

لأن $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, فإن القهوة حمضية.

تطبيق

1 تم ذكر تركيز أيون H^+ أو أيون OH^- بالنسبة لأربعة محاليل مائية عند 298 K . احسب $[\text{H}^+]$ أو $[\text{OH}^-]$ لكل محلول. اذكر إذا ما كان المحلول حمضي أو قاعدي أو متعادل.

a. $[\text{H}^+] = 1.0 \times 10^{-12} \text{ M}$

c. $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$

b. $[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-7} \text{ M}$

d. $[\text{H}^+] = 4.0 \times 10^{-5} \text{ M}$

2 مسألة للتحدي احسب عدد أيونات H^+ وعدد أيونات OH^- في 300 mL من الماء النقي عند 298 K .

الرقم الهيدروجيني و الرقم الهيدروكسيدي

الرقم الهيدروجيني pH : هو سالب لوغاريتم تركيز كاتيون الهيدرونيوم للأساس 10 . $pH = -\log[H_3O^+]$
الرقم الهيدروكسيدي pOH : هو سالب لوغاريتم تركيز أنيونات الهيدروكسيد للأساس 10 . $pOH = -\log [OH^-]$

سلم الرقم الهيدروجيني

بسبب صغر قيم $[H_3O^+]$, $[OH^-]$ واحتمال الخطأ عند مقارنة الأسس السالبة، يتم استخدام مصطلح الرقم الهيدروجيني P^H وهو يشير إلى تركيز أيون الهيدرونيوم في المحلول

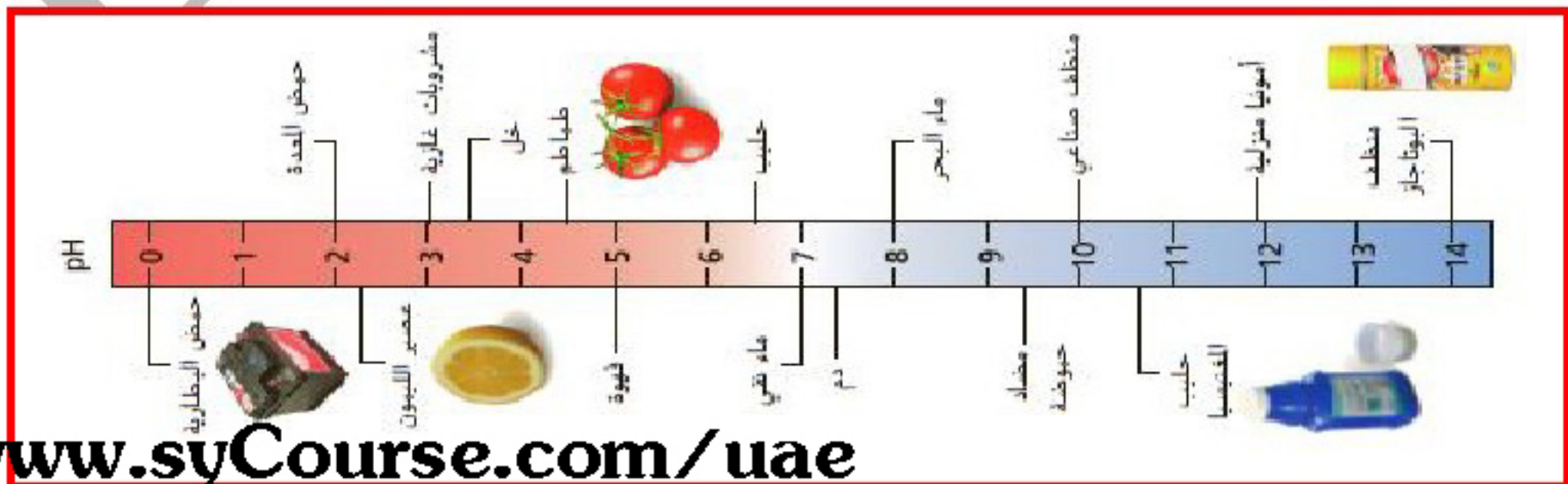
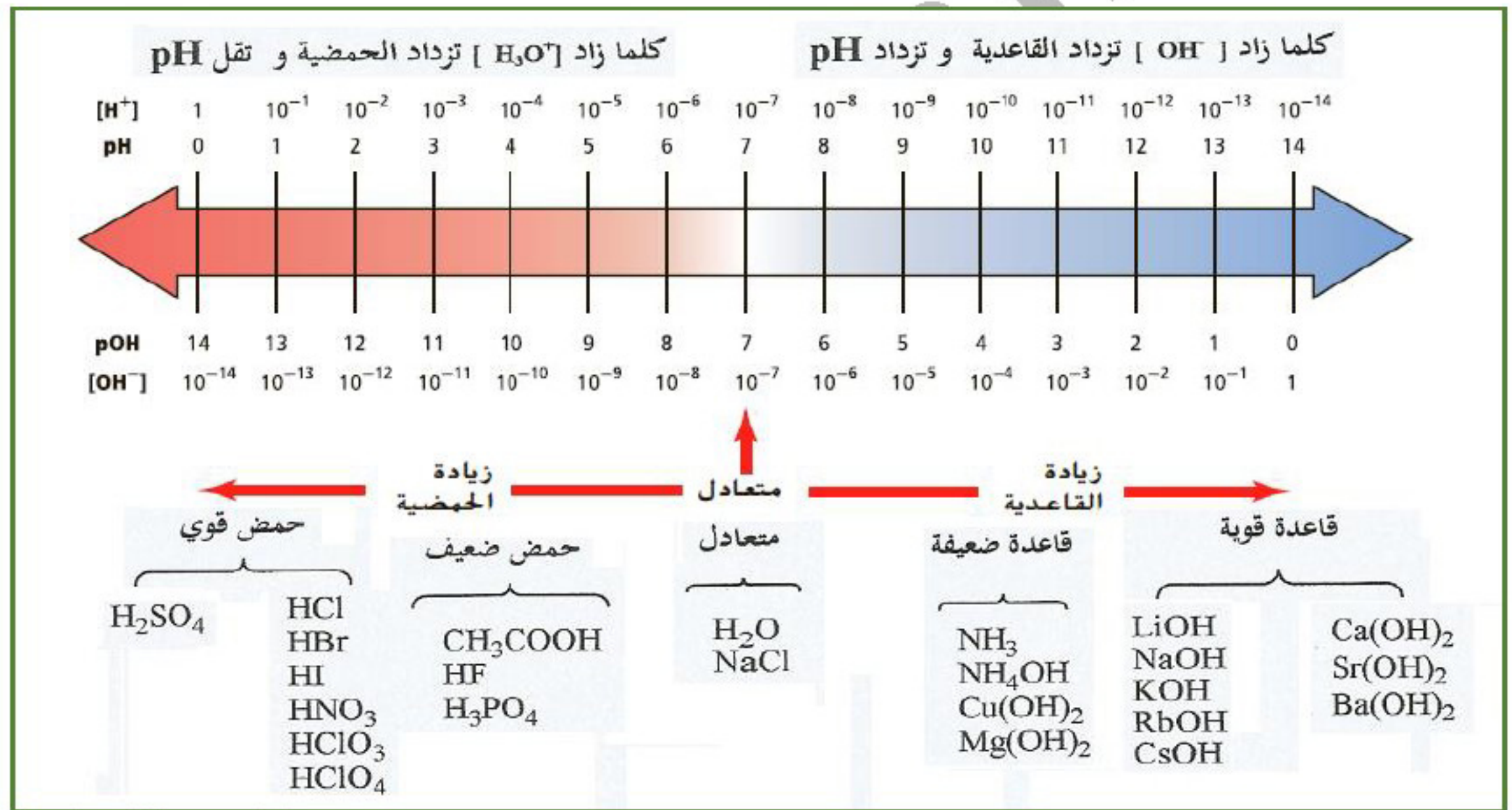
ولأن $[OH^-] \times [H_3O^+] = 1.0 \times 10^{-14}$ وبحساب سالب لوغاريتمات الطرفين نجد أن :

$$pH + pOH = 14$$

العلاقة بين pH و pOH

pH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
pOH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14

في المحلول المتعادل يكون $pH = 7$ ، $pOH = 7$ أيضاً . وفي المحلول الحمضي تكون قيمة pH أقل من 7 وقيمة pOH أكبر من 7 ومجموعهما = 14 . وفي المحلول القاعدي تكون قيمة pH أكبر من 7 وقيمة pOH أقل من 7 ومجموعهما = 14 .



مسألة: ما قيمة pH لمحلول $1.0 \times 10^{-3} \text{ M NaOH}$ ؟

الحل: المحلول قاعدي لذا فإننا نوجد أولاً تركيز OH^- ، وحيث أن القاعدة قوية فإنها تتفكك كلياً $\therefore [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$

نحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ من القانون $K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-14}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_w \div [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \div 1.0 \times 10^{-3} = 1.0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\therefore \text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 11.0$$

كما يمكن حساب تركيز أيون الهيدرونيوم باستخدام الآلة الحاسبة و antilog .

مسألة:

ما مقدار pH للمحلول الذي يكون فيه $[\text{H}_3\text{O}^+] = 3.4 \times 10^{-5} \text{ M}$ يساوي ؟

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (3.4 \times 10^{-5})$$

$$\text{pH} = 4.47$$

وباستخدام الآلة الحاسبة نجد أن

حساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ من pH

نحن نعلم أن $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$ وبما أن أساس اللوغاريتم هو 10 يكون

$$\text{Log} [\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{pH}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} (-\text{pH}) \therefore [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

مسألة:

احسب تركيز أيون الهيدرونيوم لمحلول مائي له pH يساوي 4.0 ؟

الحل: من القانون $\text{pH} = 4.0$ ، $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \text{ M}$$

مسألة:

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول معين يساوي 7.52 ،

أ - ما تركيز أيون الهيدرونيوم ؟ ب - ما تركيز أيون الهيدروكسيد ؟ ج - هل المحلول حمضي أم قلوي ؟

الحل: أ -

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} (-\text{pH}) = \text{antilog} (-7.52) = 1.0 \times 10^{-7.52} = 3.0 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$K_w = [\text{OH}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.0 \times 10^{-14}$$

ب -

$$[\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \div 3.0 \times 10^{-8} = 3.3 \times 10^{-7} \text{ M} (\text{OH}^-)$$

ج - المحلول قاعدي (قليل القاعدية) حيث أن تركيز أيون الهيدروكسيد فيه أكبر بقليل من 10^{-7} M (لاحظ العدد 3.3 قبل 10^{-7})

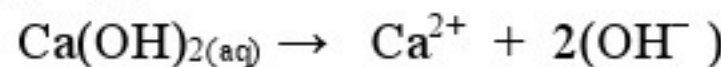
مسألة:

احسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$, $[\text{Ca}(\text{OH})_2]$ لمحلول قيمة pH له تساوي 8 .

الحل:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{antilog} (-\text{pH}) = \text{antilog} (-8) = 1 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14} \div 1 \times 10^{-8} = 1 \times 10^{-6} \text{ M}$$



يلاحظ أن تركيز أيون الهيدروكسيد يساوي ضعف تركيز القاعدة $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ، ويكون تركيز القاعدة = نصف $[\text{OH}^-]$

$$[\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{1}{2} \times [\text{OH}^-] = \frac{1}{2} \times 10^{-6} = 0.5 \times 10^{-6} \text{ M} = 5.0 \times 10^{-7} \text{ M}$$

المحلول قاعدي وقيمة $[\text{OH}^-]$ أكبر من 1×10^{-7} وهذا يؤكد صحة الحل .

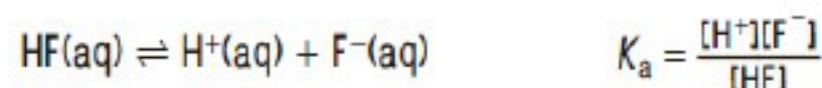
حسابات pH وقوة الأحماض والقواعد :

في الأحماض القوية أحادية البروتون يكون $[\text{H}_3\text{O}^+]$ مساوياً لتركيز محلول الحمض ، وللقواعد القوية أحادية الهيدروكسيل يكون $[\text{OH}^-]$ مساوياً لتركيز محلول القاعدة . كما يمكن حساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ للأحماض ثنائية البروتون ، وحساب $[\text{OH}^-]$ للقواعد ثنائية الهيدروكسيد بضرب تركيز المحلول في 2 . أما الأحماض والقواعد الضعيفة فلا يمكن حساب $[\text{H}_3\text{O}^+]$, $[\text{OH}^-]$ من تركيز الحمض مباشرة لأنها غير متأينة أو متفككة كلياً ولها طرق عملية لحسابها .

♥ بمعلومية تركيز الحمض الضعيف وبمعلومية pH يمكن حساب K_a

حساب K_a من pH

حساب K_a من pH افترض أنك قست pH لمحلول 0.100M من حمض ضعيف HF ووجدت أنه 3.20. هل ستكون لديك معلومات كافية لحساب K_a لـ HF؟

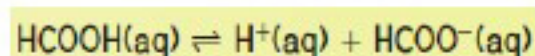


من الـ pH، يمكنك حساب $[\text{H}^+]$. و يجب أن يكون هناك تركيز مساوٍ من أيون F^-

و تركيز HF عند الاتزان يساوي التركيز الابتدائي للحمض (0.100M) ناقص المولات في اللتر من HF التي تفككت، والتي تساوي $[\text{H}^+]$.

مثال محلول

الرقم الهيدروجيني pH لمحلول 0.100M من حمض الفورميك (HCOOH) هو 2.38. ما قيمة K_a لحمض HCOOH ؟



تُظهر المعادلة الكيميائية الموزونة أن تركيز HCOO^- يساوي تركيز H^+ . تركيز حمض HCOOH غير المؤين هو الفرق بين التركيز الابتدائي للحمض و $[\text{H}^+]$.

حساب المجهول

استخدم pH لحساب $[\text{H}^+]$.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-\text{pH})$$

$$[\text{H}^+] = \text{antilog} (-2.38)$$

$$[\text{H}^+] = 4.2 \times 10^{-3}\text{M}$$

ثم

$$[\text{HCOO}^-] = [\text{H}^+] = 4.2 \times 10^{-3}\text{M}$$

ثم

$$[\text{HCOOH}] \text{ يساوي التركيز الابتدائي ناقص } [\text{H}^+]$$

$$[\text{HCOOH}] = 0.100\text{M} - 4.2 \times 10^{-3}\text{M} = 0.096\text{M}$$

ثم

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$K_a = \frac{(4.2 \times 10^{-3})(4.2 \times 10^{-3})}{(0.096)} = 1.8 \times 10^{-4}$$

ثابت تأين الحمض لحمض HCOOH هو 1.8×10^{-4} .

تطبيق

- احسب K_a للأحماض الآتية مستخدماً المعلومات المعطاة.
 - محلول H_3AsO_4 تركيزه 0.220M و $\text{pH} = 1.50$
 - محلول HClO_2 تركيزه 0.0400M و $\text{pH} = 1.80$
- احسب K_a للأحماض الآتية مستخدماً المعلومات المعطاة.
 - محلول حمض البنزويك ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) تركيزه 0.00330M و $\text{pOH} = 10.70$
 - محلول حمض السيانيك (HCNO) تركيزه 0.100M و $\text{pOH} = 11.00$
 - محلول حمض البوتانويك ($\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$) تركيزه 0.150M و $\text{pOH} = 11.18$
- مسألة للتحدي احسب K_a لمحلول 0.0091M لحمض غير معروف (HX) حيث pOH الخاص به هو 11.32. استخدم الجدول للتعرف على الحمض.

قياس pH

الرقم الهيدروجيني التقريبي pH للمحلول

- يمكن الحصول عليه عن طريق تبلييل قطعة من ورق pH بالمحلول ومقارنة لون الورقة المبللة بمجموعة من الألوان القياسية كما يظهر في a.

- مقياس الرقم الهيدروجيني المحمول في b والذي يتم استخدامه لقياس pH مياه المطر. يوفر قياساً أكثر دقة في صورة عرض رقمي لـ pH. عند وضع الأقطاب في محلول.

