	الأحماض	القواعد
الخواص الفيزيائية	طعمها لاذع - موصلة للكهرباء ازرق ← احمر	طعمها مر - ملمسها لزق موصلة للكهرباء احمر ← ازرق
الخواص الكيميائية	فلز + حمض ← H_2 + ... كربونات الفلزات ← CO_2 + ...	
	المحلول الحمضي $OH^- < H^+$	المحلول القاعدي $OH^- > H^+$

المحلول المتعادل

$OH^- = H^+$

* ينتج الماء النقي أعداد متساوية من أيونات H^+ وأيونات OH^- ← التأين الذاتي

$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$

بروتون — أيون هيدرونيوم

أيون H^+ مرتبط بجزيئة H_2O برابطة تساهمية

	أرهينيوس	برونستد - لوري	لويس
الحمض	① يحتوي على الهيدروجين ② يتأين منتج ايونات الهيدروجين	المادة المانحة لأيون الهيدروجين	① مادة مستقبلة لزوج من الالكترونات ② ايون موجب ③ الذرة المركزية (Al, Fe, Be, B)
القاعدة	① يحتوي على هيدروكسيد ② يتفكك منتج ايونات الهيدروكسيد	المادة المستقبلة لأيون الهيدروجين	① مادة مانحة لزوج من الالكترونات ② ايون سالب ③ الذرة المركزية (N, O, S, P)
NH_3	ة محض ولا قاعدة	قاعدة	قاعدة
H_2O	متعادل	متردد	قاعدة

★ برونستد - لوري

- الحمض المرافق : المركب الكيميائي الذي ينتج عندما تستقبل القاعدة ايون الهيدروجين

- القاعدة المرافقة : المركب الكيميائي الذي ينتج عندما يمنح الحمض ايون الهيدروجين

- ازواج مترافقة: أي من مادتين تترتبطان معًا من طريق منح واستقبال ايون هيدروجين واحد

- مترددة (امفورتية) : الماء والمواد الاخرى التي تستطيع أن تسلك سلوك الاحماض والقواعد HCO_3^-

$$HF + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + F^-$$
حمض (HF) قاعدة (H_2O) حمض مرافق (H_3O^+) قاعدة مرافقة (F^-)

○ الاحماض الاحادية البروتين و المتعددة البروتينات

- يمنح ايون H^+ واحد فقط: $HClO_4$ HBr HNO_3 CH_3COOH
- يمنح اكثر من ايون H^+: H_2PO_4 H_3BO_3

★ تتأين الاحماض المتعددة جميعها في أكثر من خطوة

★ $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ ← ملح إبسوم ① تخفيف آلام العضلات ② مغذ للنباتات

○ الانهيدرات

- أكاسيد العناصر اللافلزية ← حمض ← احماض: CO_2 ← H_2CO_3
- أكاسيد العناصر الفلزية ← قاعد ← قواعد: CaO ← $Ca(OH)_2$

قوة الاحماض و القواعد

- حمض قوي ← تتأين كليًا - موصلات جيدة (حمض قوي = قاعدة مرافقة ضعيفة)

- حمض ضعيف ← يتأين جزئيًا - لا توصل الكهرباء جيدًا (حمض ضعيف = قاعدة مرافقة قوية)

★ ثابت تأين الاحماض (K_a) : قيمة ثابتة لتأين الحمض الضعيف

■ كلما كانت قيم K_a اصغر كلما كان الحمض أضعف

الجدول 3-3 معادلات التأين

أحماض قوية		أحماض ضعيفة	
الاسم	معادلات التأين	الاسم	معادلات التأين
الهيدروكلوريك	$HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$	الهيدروفلوريك	$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$
الهيدرويوديك	$HI \rightarrow H^+ + I^-$	الإيثانويك	$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + C_2H_3O_2^-$
البيركلوريك	$HClO_4 \rightarrow H^+ + ClO_4^-$	كبريتيد الهيدروجين	$H_2S \rightleftharpoons H^+ + HS^-$
النيتريك	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$	الكربونيك	$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$
الكبريتيك	$H_2SO_4 \rightarrow H^+ + HSO_4^-$	الهيبوكلوروز	$HClO \rightleftharpoons H^+ + ClO^-$

- القاعدة القوية ← تتفكك كليًا إلى أيونات فلزية و OH^-: $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $CsOH$, $RbOH$, KOH, $NaOH$

- القاعدة الضعيفة ← تتأين جزئيًا

★ ثابت تأين القاعدة (K_b) : قيمة تعبر عن ثابت الاتزان لتأين القاعدة الضعيفة ■ كلما صغرت K_b كانت القاعدة أضعف

ايثيل امين ($C_2H_5NH_2$) , ميثيل امين (CH_3NH_2) , الامونيا (NH_3) , الانيلين ($C_6H_5NH_2$)

أيونات الهيدروجين والرقم الهيدروجيني

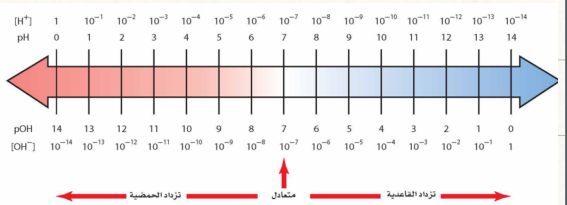
يحتوي الماء النقي على تراكيز متساوية لأيونات H^+ و OH^- التي تنتج من تأينه الذاتي

- ثابت تأين الماء K_w $\leftarrow K_w=[H^+][OH^-]$ 1×10^{-14}

■ $[H^+]$ و $[OH^-]$ عند 289K متساوية $\leftarrow 1\times10^{-7}$

الرقم الهيدروجيني (PH)	الرقم الهيدروكسي (POH)
$PH=-\log[H^+]$	$POH=-\log[OH^-]$
$[H^+]=10^{-PH}$	$[OH^-]=10^{-POH}$

$PH+POH=14$



● تركيز الحمض احادي البروتون = تركيز ايون الهيدروجين

$H_2SO_4 \rightarrow 2H^+ + SO_4^{-2}$

$1mol \rightarrow 2mol\ H^+$

$0.1M \rightarrow 2(0.1)=[H^+]$

$=0.2M$

● تركيز القاعدة احادية الهيدروكسيد = تركيز $[OH^-]$

$Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{+2} + 2OH^-$

$0.1M \rightarrow 2(0.1)=[OH^-]$

$=0.2$

● حساب K_a من الرقم الهيدروجيني

$HF \rightleftharpoons H^+ + F^-$

$[H^+]=[F^-]$ ∴ $[HF]$ = التركيز الابتدائي $-[H^+]$

- أيا من الرقم الهيدروجيني

★ الكواشف : ١- ورق تباع الشمس

٢- مقياس PH الرقمي

التعادل

- تفاعل التعادل ← حمض + قاعدة ← ملح + ماء (اطلال مزدوج)

- ملح ← مركب أيوني ، ايون موجب من قاعدة + ايون سالب من حمض ★ المواد المضادة للحموضة (قاعدة) ← تخفف اعراض سوء الهضم الحمضي

$Mg(OH)_2 + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$

★ معايرة الاحماض والقواعد : طريقة لتحديد تركيز محلول ما وذلك بتفاعل حجم معلوم منه مع محلول تركيزه معلوم

↓

تطبيق على التعادل

- المحلول القياسي: محلول معلوم تركيزه

- نقطة التكافؤ : نقطة يتساوى عندها عدد مولات H^+ من الحمض مع عدد مولات OH^- من القاعدة

★ كواشف الاحماض والقواعد: الاصباغ الكيميائية التي تتأثر الوانها بالمحاليل الحمضية والقاعدية

الشاي ← بولي فينولات

ازرق بروموثيمول ← حمض قوي مع قاعدة قوية الفينولفثالين ← حمض ضعيف مع قاعدة قوية

★ نقطة نهاية: هي التي يتغير لون الكاشف عند ها

○ نقطة التكافؤ = نقطة التعادل ← تفاعل الاحماض و القواعد القوية

□ تميه الأملاح ← تفاعل الكثير من الأملاح مع الماء

تتميه محاليل قاعدية	تتميه محاليل حمضية	تتميه محاليل متعادلة
قاعدة قوية + حمض ضعيف	قاعدة ضعيفة + حمض قوي	قاعدة قوية + حمض قوي
$KOH + HF \rightarrow KF + H_2O$ (ق.ق ح.ض ملح ق.ق) $KF \rightarrow K^+ + F^-$ (ملح ق.ق) $F^- + H_2O \rightleftharpoons HF + OH^-$ (ق.ق ح.ض)	$HCl + NH_3 \rightarrow NH_4Cl$ (ح.ق ق.ض ملح ق.ق) $NH_4Cl \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$ (ملح ح.ق) $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$ (ح.ق ق.ض)	$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ (ح.ق ق.ق ملح ق.ق) $NaCl \rightarrow Na^+ + Cl^-$ (ملح ق.ق)
KF ← ح ض HF، ق ق KOH	NH_4Cl ← ح ق HCl، ق ض NH_3	$NaCl$ ← ح ق HCl، ق ق $NaOH$

- PH الجسم ← 7.1 - 7.5

PH المعدة ← 1.6 - 1.8

★ المحلول المنظم : محاليل تقاوم التغيرات في قيم PH عند إضافة كميات محددة من الأحماض والقواعد (حمض ضعيف + قاعدة مرافقة ، قاعدة ضعيفة + حمض مرافق)

★ سعة المحلول المنظم: كمية الحمض او القاعدة التي يستطيع المحلول المنظم ان يستوعبها دون تغير مهم في PH ★ يكون المحلول المنظم اكثر فعالية عندما يساوي تركيز الحمض تركيز القاعدة المرافقة له

$pH = -\log K_a$

★ كلما زادت تركيز الجزيئات والايونات المنظمة في المحلول زادت سعة المحلول المنظم

Panda, noor ★