التفاعلات الحمضية – القاعدية

I ـ قاعدة برونشتد للأحماض والقواعد .

1 ـ أمثلة للتفاعلات الحمضية القاعدية .

تفاعل غاز الأمونياك مع غاز كلورور الهيدروجين :

التفاعل بين غاز الأمونياك $NH_3(g)$ وغاز كلورور الهيدروجين $HC\ell(g)$ يؤدي إلى تكون مركب أيوني صلب كلورور الأمونيوم وفق المعادلة الكيميائية التالية :

$$NH_3(g) + HC\ell(g) \rightarrow \left(NH_4^+ + C\ell^-\right)(s)$$

تفاعل حمض النتريك السائل مع الماء

يتفاعل حمض النتريك $HNO_3(\ell)$ مع الماء $H_2O(\ell)$ وينتج عن هذا التفاعل أيونات النترات $NO_{3\,aq}^-$ وأيونات الأوكسونيوم $H_3O^+_{aq}$ وفق المعادلة التالية :

$$HNO_3(\ell) + H_2O(\ell) \rightarrow NO_3^-(aq) + H_3O^+(aq)$$

في المثال الأول يلاحظ أن الأمونياك $NH_3(g)$ اكتسب أيون الهيدروجين أو بروتونا H^+ بينما $HC\ell(g)$ فقد أيونا H^+

في المعادلة الكيميائية يلاحظ أن هناك نوع كيميائي يفقد بروتونا H^+ في نفس الوقت يكتسب النوع الكيميائي الآخر هذا البروتون

أي أن **هناك تبادل بروتوني بين النوعين الكيميائيين المتفاعلين** .

2 ـ تعريف الأحماض والقواعد حسب برونشتد .

الحمض : هو كل نوع كيميائي قادر على فقدان بروتون H^+ خلال تفاعل كيميائي .

القاعدة : كل نوع كيميائي قادر على اكتساب بروتون خلال تفاعل كيميائي .

والتفاعل حمض – قاعدة حسب برونشتد هو تبادل بروتوني بين الحمض والقاعدة .

في المثالين : الحمض هو : $HC\ell(g)$ و $HNO_3(\ell)$

القاعدة هي : $NH_3(g)$ و $H_2O(\ell)$

II ـ المزدوجة حمض – قاعدة .

1 ـ تعريف :

جزيئة الأمونياك NH_3 كقاعدة برونشتد باكتسابها بروتونا تتحول إلى أيون الأمونيوم NH_4^+ وهو حمض برونشتد .

نفس الشيء أيون الأمونيوم NH_4^+ كحمض برونشتد بفقدانه بروتونا يتحول إلى جزيئة الأمونياك NH_3 وهي قاعدة برونشتد .

هذه المجموعة المكونة من النوعين الكيميائيين NH_4^+ و NH_3 تسمى بمزدوجة حمض – قاعدة . ونرمز لها ب

$NH_4^+(aq) / NH_3(g)$ نسمي NH_4^+ **الحمض** و NH_3 **القاعدة المرافقة للحمض** .

يكوّن نوعان كيميائيان مزدوجة حمض – قاعدة ، إذا كان بالإمكان الانتقال من نوع لآخر بالكسب أو بفقدان بروتون H^+ .

مثال : $CH_3COOH(\ell)/CH_3COO^-(aq)$

2 . نصف المعادلة حمض – قاعدة .

نعتبر الصيغة العامة للمزدوجة حمض – قاعدة : AH/A^- ، AH يمثل الحمض ، A^- يمثل القاعدة المرافقة للحمض

نمثل تحول الحمض AH إلى القاعدة A^- بالمعادلة التالية : $AH \rightarrow A^- + H^+$

نمثل تحول القاعدة A^- إلى الحمض AH بالمعادلة التالية : $A^- + H^+ \rightarrow AH$

وللتعبير عن التحولين الممكنين نستعمل الكتابة التالية : $AH = A^- + H^+$

تسمى هذه **المعادلة بنصف المعادلة حمض – قاعدة** .

تمرين تطبيقي : أكتب نصف المعادلة المقرونة بالمزدوجات حمض – قاعدة التالية :

$NH_4^+(aq)/NH_3(g)$ ، $CH_3COOH(\ell)/CH_3COO^-(aq)$ ، $HC\ell(g)/C\ell^-(aq)$

ملحوظة : عند كتابة نصف المعادلة حمض – قاعدة المقرونة بمزدوجة ما ، يكتب النوع الكيميائي المتفاعل على اليسار والناتج على اليمين .

جدول لبعض المزدوجات حمض – قاعدة وأنصاف معادلاتها .

المزدوجة	نصف المعادلة	اسم الحمض	اسم القاعدة
$NH_4^+(aq)/NH_3(g)$	$NH_4^+(aq) = NH_3(g) + H^+$	أيون الألمونيوم	الأمونياك
$CH_3COOH(\ell)/CH_3COO^-(aq)$	$CH_3COOH(\ell) = CH_3COO^-(aq) + H^+$	حمض الإيثانويك	أيون الإثانوات
$CO_2, H_2O/HCO_3^-(aq)$	$CO_2, H_2O = HCO_3^-(aq) + H^+$	ثنائي أوكسيد الكربون المميه	أيون هيدروجينوكربونات
$HCO_3^-(aq)/CO_3^{2-}(aq)$	$HCO_3^-(aq) = CO_3^{2-}(aq) + H^+$	أيون هيدروجينو كربونات	أيون الكاربونات
$HNO_3(\ell)/NO_3^-(aq)$	$HNO_3(\ell) = NO_3^-(aq) + H^+$	حمض النتريك	أيون النترات

3 . مزدوجتا الماء

* أيون الأوكسونيوم $H_3O^+(aq)$ حمض ، قاعدته المرافقة هي جزيئة الماء $H_2O(\ell)$.

تكتب نصف المعادلة الموافقة للمزدوجة $H_3O^+(aq)/H_2O(\ell)$: $H_3O^+ = H_2O(\ell) + H^+$

* أيون الهيدروكسيد $OH^-(aq)$ قاعدة ، الحمض المرافق لها هو جزيئة الماء $H_2O(\ell)$.

تكتب نصف المعادلة الموافقة للمزدوجة $H_2O(\ell)/OH^-(aq)$ هي : $H_2O(\ell) = OH^-(aq) + H^+$

نسمي المزدوجتين $H_2O(\ell)/OH^-(aq)$ و $H_3O^+(aq)/H_2O(\ell)$ مزدوجتا الماء .

تكون جزيئة الماء في المزدوجة $H_3O^+(aq)/H_2O(\ell)$ قاعدة ، بينما تكون في المزدوجة $H_2O(\ell)/OH^-(aq)$ حمضا . بسبب هذا التصرف لجزيئة الماء يطلق عليها اسم الأمفوليت أو الأمفوتير ampholyte ou amphotère

هناك أنواع كيميائية أخرى غير جزيئة الماء تعتبر أمفوليتات . مثل أيون هيدروجينوكربونات $HCO_3^-(aq)$.

III ـ معادلة التفاعل حمض ـ قاعدة

* لا يرفقدان بروتون H^+ من طرف نوع كيميائي (حمض) ، إلا إذا وجد نوع كيميائي آخر قادر على اكتساب هذا البروتون (قاعدة) .

من هذه الخاصية ، كل تفاعل كيميائي حمض – قاعدة لابد أن تشارك فيه مزدوجتين A_1H/A_1^- و A_2H/A_2^- ، حيث يتفاعل حمض إحدى المزدوجات مع قاعدة المزدوجة الأخرى .

عند تفاعل الحمض A_1H مع القاعدة A_2^- ، نحصل على المعادلة الحصيلة للتفاعل بإتباع الخطوات التالية : الحمض كمتفاعل :

$$A_1H = A_1^- + H^+$$

القاعدة كمتفاعلة : $A_2^- + H^+ = A_2H$

ننجز مجموع نصفي المعادلتين :

$$\begin{array}{l} A_1H = A_1^- + H^+ \\ + \quad A_2^- + H^+ = A_2H \\ \hline A_1H + A_2^- \longrightarrow A_1^- + A_2H \end{array}$$

مثال : تفاعل القاعدة $NH_3(g)$ مع حمض الإيثانويك $CH_3COOH(\ell)$

1 ـ أكتب تعبيري المزدوجتين المشاركتين في التفاعل : $NH_4^+(aq)/NH_3(g)$ و

$CH_3COOH(\ell)/CH_3COO^-(aq)$

2 ـ أكتب نصفي معادلة التفاعل حمض ـ قاعدة واستنتج معادلة التفاعل .

المتفاعل الأول هو القاعدة $NH_3(g)$ فنصف معادلة التفاعل حمض ـ قاعدة هو $NH_3(g) + H^+ = NH_4^+(aq)$ (1)

المتفاعل الثاني : الحمض $CH_3COOH(\ell)$ فنصف معادلة التفاعل حمض ـ قاعدة هو :

$CH_3COOH(\ell) = CH_3COO^-(aq) + H^+$ (2)

للحصول على المعادلة الحصيلة للتفاعل (1)+(2)

$$\begin{array}{l} NH_3(g) + H^+ = NH_4^+(aq) \\ + \quad CH_3COOH(\ell) = CH_3COO^-(aq) + H^+ \\ \hline NH_3(g) + CH_3COOH(\ell) \longrightarrow NH_4^+(aq) + CH_3COO^-(aq) \end{array}$$

IV ـ الكواشف الملونة

الكاشف الملون مزدوجة حمض ـ قاعدة ينميز حمضها وقاعدتها المرافقة له بلونين مختلفين . يأخذ الكاشف شكله الحمضي أو شكله القاعدي حسب pH المحلول الذي يوجد فيه .

عموما نرمز لمزدوجة الكاشف الملون بالكتابة : HIn / In^-

في حالة وجود حمض AH تتفاعل قاعدة المزدوجة الكاشف الملون In^- مع الحمض AH فتتحول إلى الحمض المرافق HIn وفق المعادلة التالية :

$$In^- + AH \rightarrow HIn + A^-$$

فيأخذ المحلول لون الشكل الحمضي للكاشف الملون HIn

نفس الشيء في حالة وجود قاعدة A^- تتفاعل مع HIn تتحول إلى القاعدة المرافقة In^- وفق المعادلة التالية :

$$A^- + HIn \rightarrow AH + In^-$$

فيأخذ المحلول لون الشكل القاعدي للكاشف الملون In^-

أمثلة : أزرق البروموتيمول B.B.T

V ـ التفاعلات حمض ـ قاعدة في الحياة اليومية

* تم استعمال الأحماض والقواعد منذ القدم وقد كان العرب سباقين إلى إنتاجها واستعمالها في حياتهم اليومية مثل الخل والأمونياك .
وقد عرف هذا المجال نموا وتطورا متواصلا حديثا حيث أصبح استعمال الأحماض والقواعد منتشرا في شتى المجالات .
بعض أمثلة هذه الاستعمالات :
ـ الخميرة الكيميائية التي تستعمل في تحضير الخبز والحلويات . تحتوي على هيدروجينوكربونات الصوديوم $NaHCO_3$ وحمض التارتريك $C_4H_6O_2$. يؤدي التفاعل بينهما إلى تكون غاز ثنائي أوكسيد الكربون مما يجعل الخبز ينتفخ ويأخذ شكله المعهود
ـ تحتوي أقراص الأسبرين الفائرة على حمض أستيل ساليسيليك وهيدروجينوكربونات الصوديوم ، ويرجع الفوران الملاحظ عند وضع القرص في الماء إلى تفاعل الحمض مع القاعدة وتكون غاز ثنائي أوكسيد الكربون .