الفصل التاسع

معايرات الأحماض والقواعد

مقدمة

- تعرف المعايرات التي تتم بين الأحماض والقواعد بمعايرات التعادل
- لمعايرات التعادل تطبيقات عديدة في الكيمياء التحليلية لتقدير المواد العضوية وغير العضوية
- نواتج معايرات الأحماض والقواعد هي الأملاح والماء
- تختلف طبيعة الملح المتكون من معايرة لأخرى و ذلك لان الحمض المستخدم في المعايرة قد يكون قويا أو ضعيفا وكذلك القاعدة

أنواع معايرات التعادل

١ ـ معايرة حمض قوي بقاعدة قوية

- من أمثلتها معايرة حمض الهيدروكلوريك بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

- ناتج التفاعل هو كلوريد الصوديوم ذو الأثر المتعادل و تكون نقطة التكافؤ عند الرقم الهيدروجيني ٧

٢ ـ معايرة حمض ضعيف بقاعدة قوية

- من أمثلتها معايرة حمض الخليك بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

- ناتج التفاعل هو خلات الصوديوم ذو الأثر القاعدي و تكون نقطة التكافؤ في الوسط القاعدي

٣ ـ معايرة حمض عديد القاعدة بقاعدة قوية

- من أمثلتها معايرة حمض الفوسفوريك بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم

$$H_3PO_4 + 3NaOH \longrightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$$

أنواع معايرات التعادل

٤ـ معايرة قاعدة ضعيفة بحمض قوي

من أمثلتها معايرة هيدروكسيد الأمونيوم بواسطة محلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك كما في المعادلة

$$NH_4OH + HCl \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$

ناتج التفاعل هو كلوريد الأمونيوم ذو الأثر الحمضي و تكون نقطة التكافؤ في الوسط الحمضي

٥ـ معايرة قاعدة عديدة الحمض بحمض قوي

من أمثلتها معايرة كربونات الصوديوم بواسطة محلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

أنواع معايرات التعادل

٦ـ معايرة الأملاح

يمكن معايرة الأملاح القاعدية بواسطة أحماض قوية

مثل معايرة خلات الصوديوم بواسطة محلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك كما في المعادلة

$$CH_3COONa + HCl \longrightarrow CH_3COOH + NaCl$$

كما يمكن معايرة الأملاح الحمضية بواسطة قواعد قوية

مثل معايرة كلوريد الأمونيوم بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم

$$NH_4Cl + NaOH \longrightarrow NaCl + NH_4OH$$

٧ـ معايرة الاحماض الضعيفة بالقواعد الضعيفة والعكس

من الصعوبة اجراء مثل هذه المعايرات و ذلك لصعوبة تحديد نقطة التكافؤ

أنواع معايرات التعادل

٨ـ معايرة مزيج من الأحماض والقواعد

- عند معايرة مزيج من حمض الخليك و حمض الهيدروكلوريك بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم نحصل على نقطتي تكافؤ الأولى لحمض الهيدروكلوريك والثانية لحمض الخليك لأنه الأقوى
- وعند معايرة مزيج من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد الأمونيوم بواسطة محلول قياسي من حمض الهيدروكلوريك نحصل على نقطتي تكافؤ الأولى لهيدروكسيد الصوديوم والثانية لهيدروكسيد الأمونيوم لأنه الأقوى
- **في هذا النوع من المعايرات يشترط أن يكون هناك فرق في القوة بين الحمضين أو القاعدتين**

أما اذا كان الفرق بين ثابتي التفكك للحمضين أو القاعدتين أقل من 10^4 فإننا نحصل على نقطة تكافؤ واحدة

تطبيقات معايرات التعادل

١ـ تقدير الأحماض والقواعد

- يتم تقدير الأحماض بمعايرتها بمحاليل قياسية من القواعد والعكس و ذلك بوجود أدلة مناسبة
- عندما تكون الاحماض ضعيفة جدا فانه يجب زيادة حموضتها

مثلا يمكن زيادة حموضة حمض البوريك الضعيف عن طريق إضافة مركبات عديدة الهيدروكسيل.

اما الاحماض الأمينية يمكن زيادة صفتها الحمضية بإزالة صفتها القاعدية وذلك بإضافة الفورمالدهيد.

٢ـ تقدير النتروجين في المواد العضوية

- تستخدم طريقة كلداهل لتقدير النتروجين في الأغذية والأسمدة وغيرها من المواد العضوية
- تتلخص الطريقة بتفكيك المركب العضوي بهضمه بمحلول ساخن ومركز من حمض الكبريتيك فيتحول النتروجين الى كبريتات الأمونيوم الهيدروجينية، ثم يضاف محلول هيدروكسيد الصوديوم للخليط ويتصاعد غاز النشادر الذي يجمع في دورق يحتوي كمية زائدة ومعلومة من حمض الهيدروكلوريك، ثم تعاير الكمية الزائدة من الحمض بواسطة هيدروكسيد الصوديوم.

تطبيقات معايرات التعادل

٣ـ تقدير حمض البوريك في الأدوية

بعد تحضير محلول متعادل من المستحضر الصيدلي ، تم إضافة المانيتول (مركب عديد الهيدروكسيل) لمحلول الدواء وذلك لزيادة قوة حمض البوريك فيه، ثم يعاير الحمض بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم

٤ـ تقدير ثاني أكسيد الكبريت في الهواء

تم تقدير ثاني أكسيد الكبريت بتجميعه في محلول فوق أكسيد الهيدروجين، ثم يعاير حمض الكبريتيك الناتج بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم

$$H_2O_2 + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4$$

$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_20$$

تطبيقات معايرات التعادل

٥ـ تقدير المركبات العضوية

يمكن تقدير المركبات العضوية ذات الصفات الحمضية أوالقاعدية عن طريق تطبيق معايرات الأحماض والقواعد ومن أمثلة ذلك:

- تقدير الكافيين بمعايرته بواسطة حمض الهيدروكلوريك
- تقدير البزالدهيد بإضافة هيدروكسيل أمين هيدروكلوريد ثم معايرة حمض الهيدروكلوريك الناتج بواسطة هيدروكسيد الصوديوم

٦ـ تقدير البيكربونات في الدم

يتم تقدير البيكربونات في الدم بإضافة زيادة معلومة من حمض الهيدروكلوريك القياسي فيتصاعد غاز ثاني أكسيد الكربون

$$HCO_3^- + HCl \longrightarrow CO_2 + H_2O + Cl^-$$

و بعد التخلص من الغاز يتم معايرة الزائد من حمض الهيدروكلوريك بواسطة محلول قياسي من هيدروكسيد الصوديوم