كلية التربية الأساسية – حديثة

قسم العلوم العامة

المرحلة: الثانية

أستاذ المادة : م. م صمود ناصرالدين طه

الكيمياء التحليلية الحجمية / العملي

Volumetric analytical chemistry/Practical

المعايرة Titration

المعايرة

وهي عملية إضافة تدريجية محلول مادة قياسية معلومة التركيز(العياري أو المولاري) من السحاحة قطرة قطرة الى حجم معلوم من محلول المادة المراد تحليلها في دورق مخروطي (دورق المعايرة) حتى يكتمل التفاعل بين المادة المحللة والمادة القياسية ، بالوصول إلى نقطة التكافؤ أونقطة النهاية ويتم الاستدلال على نقطة التكافؤ بأستخدام الأدلة الخاصة لكل تفاعل .

تصنيف المعايرات الحجمية

يمكن تقسيم المعايرات الحجمية إلى أربعة أقسام تبعاً للتفاعلات الكيميائية:

1- معايرات الحموضة والقلوية (معايرات التعادل) Acid Base Titration

تتفاعل أيونات الهيدروجين الحمضية مع ايونات الهيدروكسيد القلوية

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H2O$$

و يرافق هذا التفاعلات تغيرات في قيمة الرقم الهيدروجيني pH.

2- معايرات الأكسدة والاختزال Oxidation – Reduction Titration

يحصل فيها بعض الانتقالات الإلكترونية بين المواد المتفاعلة تؤدي إلى تغيرات في أرقام الأكسدة و يرافق هذه المعايرات تغيرات في الجهد الكهربائي.

3- معايرات الترسيب Precipiation Titration

تعتمد على التفاعلات الكيميائية التي يرافقها تشكيل رواسب قليلة الذوبان أثناء المعايرة و ذلك باستخدام محلول قياسي مناسب (المرسب) .

4- معايرات تكوين المعقدات Cpomplexometric Titration

تعتمد المعايرة على التفاعلات التي تكون نواتجها معقد ثابت او مستقر .

شروط المعايرة

1- يجب أن يكون التفاعل متزناً وهذا يعني يجب أن تمثل عملية تفاعل المادة المحللة أو المادة المراد تحليليها والمادة القياسية معادلة كيميائية موزونة.

$$HCl+NaOH \rightarrow NaCl+H2O$$

2- يجب أن يكون التغير واضحاً في صفات المحلول عند انتهاء التفاعل أي عند الوصول إلى نقطة التكافؤ وهذا التغير يكون واضحاً في لون المحلول أوتغير واضح عند قيمة فرق الجهد.

3- يجب أن يكون التفاعل تام وغير عكسي بحيث يكون توازن التفاعل متجهاً إلى تكوين النواتج.

4- يجب أن يكون التفاعل سريعاً ومكتمل .

5- إنتقائيا (نوعيا) أو مميزا أي أن تتحد المادة القياسية مع المادة المدروسة (المجهولة) و ليس مع أي مادة أخرى أو الشوائب الموجودة فيها.

نقطة التكافؤ Equvialent point

هي نقطة نظرية يصعب تحديدها بشكل عملي و هي تدل على لحظة التفاعل التام بين المحلول القياسي و المحلول المجهول ،أي تتكافىءعندها كمية المادة المعلومة التركيز مع كمية المادة المجهولة التركيز .

نقطة نهاية التفاعل End pont

هي النقطة العملية التطبيقية التي تحدد لحظة نهاية المعايرة نتيجة لتغيير مفاجيء في إحدى الخصائص الفيزيائية أو الكيميائية للمحلول كظهور لون أو تشكل راسب أو ذوبانه , تغير في قيمة pH أو الحرارة النوعية أو شدة التيار الكهربائي و هي قريبة من نقطة التكافؤ النظرية (قبلها أو بعدها) .

.

طرق الكشف عن نقطة النهاية

1- خواص مرئية : وهي الخواص التي يمكن ملاحظتها بالعين المجردة مثل التغير في لون المحلول أو ظهور تعكر أو اختفاء هذه التغيرات وعادة ما يستخدم الدليل حيث يتغير لون الدليل بشكل مميز للعين عند نقطة النهاية.

2- خواص قابلة للقياس : وهذا النوع من الخواص لا يمكن كشفها بالعين المجردة وانما يمكن متابعة تغيرها أثناء المعايرة عن طريق قياسها باستخدام الطرق الآلية.

الدليل : Indicator

الدليل عبارة عن مركب كيميائي تتم إضافته أثناء المعايرة بكمية ضئيلة جدا تتسبب في إحداث تغيرا ملحوظا لإحدى الخصائص الفيزيائية أو الكيميائية للمحلول و يساهم في تحديد نقطة نهاية المعايرة و التي يجب أن تتطابق مع نقطة التكافؤ أو أن تكون قريبة جدا منها ما أمكن وعمليا يوجد فارق ضئيل جدا بين النقطتين يعبر عنه بخطأ الدليل . و الدليل يختلف بحسب المعايرة.

قانون المعايرة

يتم تحديد تركيز المادة المجهولة (معلومة الحجم) باستخدام مادة قياسية معلومة التركيز و الحجم ، و بالاعتماد على قانون مور الذي ينص على أنه يتم الوصول إلى نقطة التكافؤ عندما يتساوى عدد المكافئات الغرامية .

(المحلول القياسي) $N1 \times V1 = N2 \times V2$ (المحلول المجهول)

حيث أن :

V1 = حجم المحلول المجهول بالميليلتر

N1 = تركيز المحلول المجهول بالعياري (عدد المكافئات الغرامية في اللتر)

V2 = حجم المحلول القياسي بالميليلتر

N2 = تركيز المحلول القياسي بالعياري (عدد المكافئات الغرامية في اللتر)

و يمكن كتابة قانون مور بالشكل التالي :

$$\frac{M1 \times V1}{n1} = \frac{M2 \times V2}{n2}$$

حيث أن :

M = وحدة لقياس التركيز بالمولارية (عدد المولات باللتر) .

V = قياس الحجم بالمليلتر .

n = عدد المولات وفقا لمعادلة التفاعل .