التفاعل ان يحدث تغير يمكن ان تراه العين البشرية (تغير في اللون،تكوين راسب) الى المحلول المعاير .

(1 - 6) الخطأ التسحيحي :-

هو الفرق بين نقطة التكافؤ النظرية ونقطة انتهاء المعايرة أو التسحيح ويجب أن تكون أصغر ما يمكن .

الدلائل Indicators

هي تلك المواد التي تعطي لونا متميزا في نهاية التفاعل أي ان تغيير لونها يحدد نقطة انتهاء التفاعل وفي جميع الأحوال فأنه لغرض معرفة نقطة التعادل أو انتهاء التفاعل ينبغي أن نستعمل بعض الأصباغ أو المواد الكيميائية التي تتأثر وتكون حساسة في تركيبها بحيث تعطي في المحاليل المختلفة الوانا معينة تتوقف على حالته من حيث انها متآينة أو غير متآينة بأعتبارها مواد عضوية ضعيفة تكون فيها الجزيئة الغير متآينة متميزة في لونها عن آيوناتها عند تآينها .

وأصل الدلائل أما نباتي مثل عباد الشمس Litmus أو تخليقي مثل المثيل البرتقالي Methyl Orange .

تصنف الدلائل عادة ، تبعا للتفاعلات التي تستعمل لها لإيجاد نقطة انتهائها الى أنواع مختلفة في تفاعلات التأكسد والأختزال مثلا تستعمل دلائل الفيروين Ferroin وثنائي فنيل امين وأزرق المثيلين Methylen Blue وغيرها . في حين تستعمل دلائل الأمتزاز Adsorption Indicators مثل الفلورسين Fluorescein والآيوسين Eosin وأخريات في تفاعلات الترسيب .

اما دلائل التعادل Neutralization Indicators كعباد الشمس والمثيل البرتقالي والأحمر والفينولفثالين تسمى كذلك دلائل الحامضية والقاعدية ويكون التغير من اللون الحامضي الغالب الى اللون القاعدي غير فجائي قطعي ولكن يحدث خلال قدر محدد من تركيز الآيون الهيدروجيني في حوالي وحدتين من وحدات الـ pH والذي يسمى بـ المدى الهيدروجيني للدليل . وهو يختلف من دليل لآخر ومن هنا وجب اختيار الدليل المناسب ذو اللون المتميز عند الـ pH القريب من القراءة التي نحصل عندها على نقطة انتهاء التفاعل .

تفاعلات التعادل يكون تركيز آيونات الهيدروجين في المحاليل المتعادلة مساويا الى 10^{-7} أي ان pH=7 لذلك نستنتج ان اختيار الدليل اللازم لتحديد نقطة انتهاء التفاعل بين الحامض والقاعدة يجب ان يتغير لونه عندما يصل كل من الآيونات المذكورة لمقدار 10^{-7} . غير ان واقع الحال ليس كذلك كما ذكرنا أعلاه حيث قد يعود السبب الى أختلاف القوى النوعية لهذه الدلائل بأعتبارها قواعد أو حوامض ضعيفة وان محاليل الاملاح الناتجة من تعادل الحوامض والقواعد ليست متعادلة في جميع الأحوال نتيجة تحلل هذه الأملاح مائيا .

لذلك فأختيار الدليل المناسب لعملية المقايسة بين حامض وقاعدة يتوقف على :-

١- تركيز آيونات الهيدروجين الذي يتغير عنده الدليل .

٢- pH المحلول الناتج من اضافة مقدارين متكافئين كيميائيا من الحامضي والقاعدة .

الدلائل المستعملة في تفاعلات التعادل

الأسم الكيمائي للدليل	الأسم التجاري	نوع المذيب	اللون في المحيط القاعدي	اللون في المحيط الحامضي	مدى pH
فينولفثالين	فينولفثالين ph-ph	%60 كحول	أحمر	عديم اللون	8.1-10
ثنائي المثيل أنلين	المثيل الأحمر	60%كحول	أصفر	أحمر	4.2-6.2
ثنائي مثيل أمينو ازو بنزين	المثيل البرتقالي M.O	ماء	أصفر	أحمر	3.1-4.4

2. طرائق التعبير عن تراكيز المحاليل في التحليل والحسابات الكمية المتعلقة بالتحليل الحجمي :

Methods Expressing Concentration of Solutions and Calculations of Volumetric Analysis

(2 - 1) الفورمالية Formality

تمثل عادة الفورمالية بـــ(F) وتعرف بكونها عدد أوزان صيغـــة المـــادة مقدرة بالغرامات – Gram-Formula Weight المذابة فـــي لـــتر واحـــد مـــن المذيب.

$$F = \frac{W}{F.W} \times \frac{1000}{Vml}$$

W=(Weight) الوزن . F.W = (Formula Weight) الوزن الصيغي .

(2 - 2) المولارية Molarity

يمكن تعريف المولارية (M) أو المولر Molar بأنها عدد الأوزان الجزيئية (moles) الغرامية من المادة المذابة في لتر من المحلول .

$$M = \frac{W}{Mwt} \times \frac{1000}{Vml}$$

W= Weight الوزن . M.wt = (Molecular Weight) الوزن الجزيئي .

(2 - 3) العيارية أو النورمالية Normality

تعرف العيارية أو النورمالية (N) بأنها عدد المكافئات الغرامية للمادة فـــي لتر من المحلول :

$$N = \frac{W}{Eq.wt} \times \frac{1000}{Vml}$$

W= Weight الوزن . Eq.wt = Equivalent Weight الوزن المكافيء .

تستخدم القوانين الآنفة الذكر لتحضير محلول قياسي من مادة صلبة وذلك بأن يوزن بدقة (W) في زجاجة ساعة من المادة المراد تحضير محلولها وينقـــل هـــذا

الوزن الى كأس زجاجي سعته (Vml) يضاف اليها بضع مليلترات من المـــاء (اذا كان المذيب ماءا) بأستعمال اسطوانة قياس مدرجة وتحرك بـــالمحراك الزجـاجي لحين الاذابة ثم ينقل المحلول كميا الى دورق قياس Vml ويغسل الكأس والمحـراك الزجاجي بكميات قليلة من الماء يضاف الى الدورق القياس ثم يكمل الحجم بأضافـة الماء المقطر لحد العلامة . يمزج المحلول بقلب وتحريك الـــدورق القيـاس (2-3) مرات .

أما اذا اريد تحضير تركيز معين من مادة سائلة فالخطوة الأولى هي ايجـــاد تركيز المادة الأصلي وذلك بأستخدام القانون :

$$N = \frac{1000 \times \text{specific gravity} \times \text{percentage ratio}}{\text{Equivalent weight}}$$

specific gravity = الوزن النوعي ، Percentage ratio = النسبة المئوية
Equivalent weight = الوزن المكافيء

ومن معرفة تركيز المحلول الأصلي (N) يطبق قانون التخفيف :-

$$N_1 V_1 = N_2 . N_2$$

(N_1 - عيارية المحلول الأصلي)

V_1 = الحجم اللازم تخفيفه للحصول على (N_2)

N_2 - عيارية المحلول المخفف

V_2 = الحجم النهائي للمحلول المخفف

٣- المكافيء الغرامي Gram Equivalent Weight

هو الوزن المكافيء للعنصر أو المركب ونظرا لأهمية الأوزان المكافئة في الكيمياء التحليلية نجد أنه من المفضل ان نعرف المقصود بالوزن المكـــافيء للعنصر أو المركب وكيفية حسابه .