

الكثافة والثقل النوعي للمحاليل

Density and Specific Gravity of Solutions

الكثافة (D) هي العلاقة بين كتلة المادة ووحدة الحجم أما الثقل النوعي (sp.gr) فهو نسبة الكتلة للمادة الى حجم من الماء مساو لهذه الكتلة عند درجة حرارة ( 4 درجة مئوية) ووحدة الكثافة في النظام المتري عبارة عن ( كجم/ل ) أو (جم/مل). أما الثقل النوعي فليس لديه نظام معين وتستخدم العلاقة التالية لايجاد الكثافة :

$$\text{الكثافة (D) = الكتلة (كجم) (M) / الحجم (التر) (V)}$$

$$= \text{الكتلة (جم) (M) / الحجم (مل) (V)}$$

أمثلة :

(1) احسب التركيز المولاري لحامض النيتريك  $\text{HNO}_3$  (M.wt = 63) في محلول اذا كانت قيمة ثقله النوعي (1.42 جم/مل) ونسبة الحمض تساوي 70% ؟

الحل :

عدد جرامات الحامض المركز في اللتر =  $1000 \times 1.42 = 1420$  جم

الوزن الفعلي للحامض في اللتر =  $0.70 \times 1420 = 994$  جم / اللتر

المولارية (م) = عدد المولات / الحجم باللتر

$$= 63 / 994 = 16 \text{ مولار}$$

(1) احسب الحجم المطلوب من الحامض المركز الذي يحتوي على 37% من HCl (M.wt = )

36.5) وثقله النوعي (1.18 حم / مل) وذلك لتحضير 100 مل من الحمض بتركيز 6.0 مولاري

الحل :

مولارية للحامض المركز = وزن الحامض (جم/لتر) x النسبة الوزنية x 1 مول

الوزن الجزيئي (M.wt)

$$= (1.18 \times 0.37 \times 1) / 36.5$$

$$= 12 \text{ مول / لتر} = 12 \text{ مولار}$$

وباستخدام قانون التخفيف :

$$(C \times M) \text{ قبل التخفيف} = (C \times M) \text{ بعد التخفيف}$$

$$C \times 12 = 6 \times 100$$

$$C = 50 \text{ مل}$$

## ثانيا : أنواع المعايرات الحجمية :

تنقسم المعايرات الحجمية حسب نوع التفاعل بين المادة المعايرة والكاشف إلى أربعة أنواع :

### 1. معايرات الأحماض والقواعد : Acid - Base Titration

ويتم هذا النوع من المعايرات بين حمض وقاعدة وقد تعابر القاعدة المجهولة بحمض معلوم فتسمى Acidimetry كما أن الحمض المجهول قد يعابر بقاعدة فتسمى Alkalimetry وفي كلتا الحالتين تحصل عملية تفاعل بين الحمض والقاعدة مما يترتب عليه عملية تعادل Neutralization ولهذا تسمى هذه المعايرات بمعايرات التعادل Neutralization Titration والتي يصحبها تغير في الرقم الهيدروجيني pH

### 2. معايرات الأكسدة والاختزال Oxidation-Reduction Titration

وأساس هذا النوع من المعايرات تفاعلات الأكسدة والاختزال حيث تضاف المادة المؤكسدة إلى المادة المختزلة أو العكس فتحدث عملية أكسدة واختزال أي تغير في الجهد

### 3. معايرات الترسيب Precipitation Titration

ويصحب هذا النوع من المعايرات تكون راسب عند اضافة المحلول القياسي من السحاحة ومن أشهرها معايرات الهاليدات بمحلول قياسي من نترات الفضة والمعروفة بمعايرات الفضة Argentimetry

### 4. معايرات التعقيد Compleximetric Titration

وفي هذا النوع من المعايرات يتكون مركب معقد باضافة الكاشف الى المادة المجهولة ومن أشهرها معايرات ال EDTA وتستخدم غالبا لتقدير الفلزات القلوية

## تصنيف المحاليل من حيث حالة الجزيئات المذابة كالتالي

**محاليل حقيقية :** وهي التي لا تترشح فيها جزيئات المذاب ولا تنفصل عن طريق الترشيح

**محاليل غروية :** وهي التي تكون فيها جزيئات المذاب غير مذاب تماما في المذيب ويمكن رؤيتها بشكل واضح في المحلول

**محاليل معلقة :** وهي التي تتم فيها ترسب جزيئات المذاب مثل : الماء والرمل

**وتصنف أيضا على حسب نسبة تركيز جزيئات المذاب في المذيب مذيب كالتالي**

**محاليل مشبعة :** تعتمد كمية المادة التي يمكن أن تذوب في مذيب على ذوبانها في هذا المذيب وإذا أذبنا أكبر كمية ممكنة من المذاب في مذيب أصبح المحلول محلولاً مشبعاً . أي إذا أضفنا من المادة المذابة إل مثل هذا المحلول فإنها تترسب ولا تذوب

**محاليل غير مشبعة :** المحلول الذي يحتوي على كمية من المذاب أقل من الكمية التي توصله إلى حد التشبع

**محاليل فوق مشبعة :** يتسم المحلول المشبع بهذه الخاصية عند درجة حرارة معينة ، ويعتمد تشبعه على درجة الحرارة ، أي إذا رفعنا درجة حرارة محلول مشبع درجتين مؤبوتين فإنه يذيب من المادة المذابة كمية أكبر عند تلك الدرجة العالية

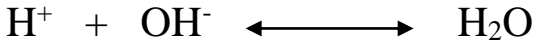
## معايير الأحماض والقواعد: Acid - Base Titration

الغرض من معايرة محلول قلوي باستخدام محلول قياسي لحمض هو تحديد كمية الحمض الذي يكافئ بالضبط كمية القاعدة الموجودة ويستدل على ذلك بنقطة التكافؤ

Theoretical Equivalence Point , toichiometric Point أو ما يسمى بنقطة التعادل النهائية Endpoint ويمكن تحديدها في محلول مائي للحمض والقاعدة . فإذا كان كل من الحمض والقاعدة الكتروليتات قوية فإن المحلول الناتج يصبح متعادلاً ورقمه الهيدروجيني  $pH = 7$

أما إذا كان الحمض أو القاعدة الكتروليتاً ضعيفاً فإن الملح الناتج من تعادله يتيمى إلى حد ما ويصبح المحلول بذلك عند نقطة التكافؤ إما قلوية ضعيفة أو حمضية ضعيفة ويمكن حساب الرقم الهيدروجيني للمحلول بالضبط عند نقطة التكافؤ بعرفة ثابت التآين للحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة وتركيز المحلول .

وبالنسبة لأي عملية معايرة فإن نقطة التكافؤ يمكن تمييزها بواسطة تعيين تركيز أيون الهيدروجين في المحلول ويعتمد ذلك على طبيعة كل من الحمض والقاعدة وتركيز المحلول . وهذه المعايير التي يتم فيها ارتباط أيون الهيدروجين  $H^+$  مع أيون الهيدروكسيل  $OH^-$  لتكوين الماء



$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

$$K[H_2O] = [H^+][OH^-]$$

$$K_w = [H_2O][H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

### المحلول القياسي Standard solution

هو المحلول الذي يحوي حجم معين منه على وزن معلوم من المادة المذابة وعلية تكون هذه المحاليل ذات درجة تركيز معلومة ودقيقة بالضبط . كما تسمى عملية إضافة المادة القياسية الى حجم معين من محلول المادة مجهولة التركيز في ورق التسحيح تسمى بعملية التسحيح أو المعايرة.

### شروط المادة القياسية الأولية

- 1- ذات تركيبة معروف ويسهل الحصول عليها بدرجة عالية من النقاوة (100%) أو من السهل تنقيتها بعد الكشف أو معرفة الشوائب التي تحتويها بحيث لا تتجاوز (0.1-0.2%) كما يسهل تجفيفها ( $110-120^\circ C$ ) وحفظها في حالة نقية، ومن الصعب أن تتوفر هذه المميزات في المواد المائية Hydrated لأن من الصعب التخلص من الرطوبة السطحية تماماً بدون أن يحدث انحلال جزئي.
- 2- أن تكون المادة غير متميعة Non hygroscopic كما يجب أن لا تكون قابلة لأي تغير

فيها خلال عملية الوزن.

3- يجب أن تكون المادة سهلة الذوبان في الماء تحت الظروف التي تستعمل فيها.

4- يجب أن يكون وزنها المكافئ كبير حتى تصبح أخطاء الوزن في حدود الإهمال.

5- أن يكون التفاعل مع المادة القياسية من التفاعلات التي تظهر تماماً عند نقطة التكافؤ

Stoichoimetric point وان يتم بسرعة وان يكون خطأ المعايرة صغير يمكن إهماله

أو يمكن حسابه بدقة.

6- يجب أن لا يكون محلول المادة القياسية الأولية ملوناً قبل أو بعد انتهاء عملية المعايرة منعاً

لتداخل لونها مع لون الدليل المستعمل لإيجاد نقطة انتهاء التفاعل.

7- يجب ألا تتأثر بالضوء ودرجات الحرارة والغبار والمواد العضوية.