المحاضرة الرابعة

طرق التعبير عن تركيز المحلول

هناك عدة طرق للتعبير عن تركيز المحاليل نذكر منها :-

أولاً : **المولارية** (Molarity) (M) وهي وحدة التركيز الأكثر شيوعاً وتستخدم بكثرة في التحليل الحجمي ، وتُعرف بأنها عدد مولات المادة المذابة في كمية من المذيب لتكوين لترٍ أو ديسميتر مكعب من المحلول ويمكن توضيحها كالآتي :

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{حجم المذيب باللتر}}$$

وحدة المولارية هي مول / لتر

تحضـــر المحاليل المولارية باســتخدام الدوارق الحجمية وذلك بأخذ الكمية المناســبة من المادة المذابة ووضـــعها في الدورق الحجمي ، ثم إضـــافة المذيب (وعادة ما يكون الماء) مع الرج المستمر حتى يصل مستوى المحلول العلامة الدالة على الحجم .

ملاحظة : الوزن الجزيئي= حاصل جمع الاوزان لذرية

مثال (١) :

احسب مولارية محلول يتكون من إذابة 20 غرام هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم**3** من الماء ؟

الحل :

$$\text{عدد مولات } NaOH = \frac{\text{الوزن}}{\text{الوزن ألجزيئي}} = \frac{20}{40} = 0.5 \text{ مول}$$

$$\text{حجم المذيب باللتر} = \frac{500}{1000} = 0.5 \text{ لتر}$$

$$\text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المادة المذابة}}{\text{الحجم باللتر}} = \frac{0.5}{0.5} = 1.0 \text{ مول /لتر}$$

مثال (٢) :

احسب مولارية حامض الكبريتيك المتكون من إذابة 49 غرام من الحامض في 100 سم**3** من الماء ؟

الحل :

عدد مولات H_2SO_4 $= \frac{49}{98}$ $= 0.5$ مول

حجم المحلول باللتر $= \frac{100}{1000}$ $= 0.1$ لتر

المولارية $= \frac{0.5}{0.1}$ $= 5.0\ M$

ثانياً : الكسر المولي (Mole Fraction)

ويُرمز له بالرمز (x) . ويعرف الكسر المولي (x) بأنه عدد مولات المذاب مقسوماً على عدد المولات الكلية لجميع مكونات المحلول .

إذا افترضنا أن n_A (عدد مولات من مذاب A) ، وأن n_B (عدد مولات من مذاب B) قد أذيبت في n_C (عدد مولات من المذيب C) فإن الكسر المولي لكل من هذه المكونات الثلاث يُعبر عنه كما يلي :

الكسر المولي للمكونة $A = x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$

$$\frac{\text{عدد مولات A}}{\text{مجموع عدد المولات لكل المواد (A+B+C)}}$$

الكسر المولي للمكونة $B = x_B = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C}$

الكسر المولي للمكونة $C = x_C = \frac{n_C}{n_A + n_B + n_C}$

يلاحظ أن مجموع الكسور المولية للمكونات يساوي واحد

أي أن : $x_A + x_B + x_C = 1$

مثال (1) :

احسب الكسر المولي لمكونات المحلول المكون من إذابة 20 غرام من هيدروكسيد الصوديوم في 500 سم**3** من الماء ؟ الوزن الجزيئي لهيدروكسيد الصوديوم40 والوزن الجزيئي للماء 18

الحل :

عدد المولات= الوزن/الوزن الجزيئي

عدد مولات $NaOH = \frac{20}{40} = 0.5$ مول

عدد مولات الماء $= \frac{500}{18} = 27.8$ مول

الكسر المولي لهيدروكسيد الصوديوم=عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم/عددمولات الماء+ عدد مولات هيدروكسيد الصوديوم

الكسر المولي لـ $NaOH = \frac{0.5}{0.5+27.8} = 0.0176$

بما ان مجموع الكسور المولية للمكونات يساوي واحد

اذن الكسر المولي للماء $1-0.0176 = 0.983$

أو التعويض في القانون فان الكسر المولي للماء يساوي

$$0.983 = \frac{27.8}{0.5+27.8}$$

ثالثا : العيارية أو النورمالية (Normality)

ويرمز لها بالرمز (N) وهي عبارة عن عدد الغرامات المكافئة من المادة المذابة في لتر من المحلول .

وهو المحلول الناتج من اذابة وزن غرامي مكافئ من المادة في كمية من الماء المقطرواكمال الحجم النهائي الى 1 لتر ويستخدم هذا النوع من التحضير مع الحوامض والقواعد بشكل خاص باعتباره محلول عياري.

العيارية (النورمالية)=وزن المادة المذابة× عدد الايونات(ايونات الهيدروجين(اذا كان حامض) اوعدد ايونات الهيدروكسيل (اذا كان قاعدة)/الوزن الجزيئي للمادة×الحجم باللتر

فمثلاً عند إذابة 49 غرام من حامض الكبريتيك (H_2SO_4) في لتر من الماء يتكون محلول مولاريته M 0.5 وذلك لأن الوزن 49 جرام و الوزن الجزيئي98 تكون النورمالية:

النورمالية=$\frac{49}{2}$×2

1×98

النورمالية $= 1.0N$

وعليه تكون العلاقة بين النورمالية والمولارية كالآتي :

النورمالية = المولارية × عدد الهيدروجينات الحامضية في الحامض

= المولارية × عدد الهيدوكسيدات القاعدية في القاعدة

$= 2 \times 0.5$

$1.0N =$

تخفيف المحاليل

عدد مولات المذاب قبل التخفيف = عدد مولات المذاب بعد التخفيف

(التركيز × الحجم) قبل التخفيف = (التركيز × الحجم) بعد التخفيف

$ح_1 \times ت_1 = ح_2 \times ت_2$

ويسمى هذا القانون بقانون التخفيف .

وللتطبيق على هذا القانون انظر الى التطبيق الآتي :

اذا اردت تحضير محلول مخفف من حامض الكبريتيك حجمه 250 مل وتركيزه 1.8 مول/لتر ، وكان لديك محلولاً مركزاً من الحامض ويبلغ تركيزه 18 مول/لتر . فكم يلزمك من حجم الحامض المركز لتحضير محلول الحامض المخفف المطلوب ؟

الجواب :

$ح_1$ = حجم المحلول المركز .

$ت_1$ = تركيز المحلول المركز = 18 مول/لتر .

$ح_2$ = حجم المحلول المخفف = 250 مل .

$ت_2$ = تركيز المحلول المخفف = 1,8 مول/لتر .

$ح_1 \times ت_1 = ح_2 \times ت_2$

$ح_1 \times 18$ مول/لتر = 250 مل × 1.8 مول/لتر

$ح_1 = 25$ مل .