طرق تحضير المحاليل الكيميائية واجراء الحسابات الكيميائية

تحضير المحاليل القياسية Preparation of Standard Solutions

يعرف المحلول القياسي أو العياري standard solution بأنه المحلول معلوم التركيز. والطرق المختلفة التي تستعمل للتعبير عن تركيز المحاليل هي كما يلي:-

1 – المحاليل المئوية: يعبر عن تركيز المادة على أساس أنها تؤخذ وزناً أو حجماً ثم تذاب في المحلول ويستكمل إلى العلامة "100" وزناً أو حجماً:-

أ- النسبة المئوية الوزنية

هي عبارة عن كتلة المذاب (بالغرام) في 100 مل من المحلول .

مثال : (v/w) : 3 غم /100مل محلول (3%)

$$\text{Concentration solute (w\v \%)} = \frac{\text{mass of solute (g)}}{\text{volume of solution (ml)}} \times 100$$

فلو افترضنا ان لدينا محلول مائي لكلوريد الصوديوم يبلغ تركيزه (5%) فهذا يعني ان كل 100 مل من المحلول يحوي 5 غم من ملح كلوريد الصوديوم المذاب .

ب- النسبة المئوية الحجمية

النسبة المئوية الحجمية عبارة عن حجم المذاب الموجود في 100 مل من المحلول .

مثال : (v /v) 3 مل / 100 مل محلول (3%)

فالمحلول البالغ تركيزه 2 % حجماً يعني ان كل 2 مل (وحدة حجمية) من المذاب موجودة في 100 مل (وحدة حجمية مماثلة) من المحلول .

ويتبع المحاليل المئوية : جزء من المليون (ppm) أو ملغم/ كيلوغرام وجزء من البليون (ppb) أو ميكروغرام/ كيلوغرام.

ويتبعها أيضاً التركيز (التخفيف) (1+3) : حجم واحد من الحامض + 3 أحجام مساوية من الماء.

المفهوم	مختصر نسبة الالف	مختصر نسبة المليون	مختصر نسبة البليون
المعنى	جزء من الالف	جزء من المليون	جزء من المليار
طريقة الكتابة	‰	ppm	ppb
الاصل اللغوي	pro mille باللاتيني (بالالف)	Parts per million بالانكليزي (بالمليون)	Parts per biliion بالانكليزي (بالمليار)
بالكسور العادية	$1‰ = \frac{1}{1000}$	$1ppm = \frac{1}{1000000}$	$1ppb = \frac{1}{1000000000}$
بالكسور العشرية	1‰ = 0.001	1ppm= 0.000001	1ppb= 0.000000001

مثال على ذلك نأخذ وحدة جزء من مليون Parts per million (ppm)

هي وحدة تستخدم عادة لقياس نسبة الملوثات أو المكونات الموجودة بكميات ضئيلة في مخلوط ما ، فنقيس بها ملوثات الهواء والماء مثلاً فنقول مثلاً إن نسبة O_3 في الهواء الجوي الجاف = 0.01 جزء من مليون. معنى هذا المقياس هو أنه في عينة حجمها مليون سم^3 (1م^3) من الهواء يوجد 0.01 سم^3 من O_3.

2- المحلول المولالي Molal solution

عبارة عن الوزن الجزيئى للمادة بالغرامات مذاباً في 1000 غم مذيب . أي أنه (w/w) .

3- المحلول المولارى Molar solution :-

عبارة عن الوزن الجزيئى للمادة بالغرامات مذاباً في 1000 مل محلول أي أنه (v/w) .

4- المحلول المعياري Normal solution :-

عبارة عن الوزن المكافئ للمادة بالغرامات مذاباً في 1000 مل محلول أي أنه محلول (v/v).

المحاليل الحامضية والقاعدية Acid and Basic Solutions :

بينما تستخدم مجموعة مختلفة من المحاليل القياسية بواسطة المحللين الكيمائيين، يجد العاملون في مجال تحليل الأغذية Food analysts أن اكثر المحاليل استخداماً عندهم هي المحاليل الحامضية والقاعدية لأنها تعطي المعيار الحقيقي لقياس حموضة أو قلوية منتجات المواد الغذائية السائلة وما يشابهها.

إن أفضل الطرق لتحضير محلول قياسي هي إذابة وزن معلوم من مادة أولية نقية وتخفيف المحلول لحجم معلوم وبهذه الطريقة يمكن حساب التركيز بدقة متناهية. ومع هذا فهناك مواد يصعب وزنها بدقة، مثل هيدروكسيد الصوديوم والبوتاسيوم، نظراً لسرعة امتصاصها لرطوبة الجو زيادة على أن معظم الأحماض المعروفة توجد في شكل سائل وفي مثل هذه الحالات فإن الطريقة العملية لضبط عيارية مثل هذه المواد هي الطريقة الغير مباشرة، حيث يحضر محلول منها بعيارية تقريبية وتضبط عياريته بواسطة محلول قياسي أولي Primary standard معلوم النقاوة.

والشروط التي يجب توفرها في المحلول القياسي الأولي هي:-

1- سهولة الحصول عليه وسهولة تنقيته دون حدوث تغير في تركيبته.
2- سهولة اختبار وجود الشوائب به.
3- لا يتغير وزنه عند تعرضه للجو أثناء وزنه أو تخزينه.
4- أن يكون له وزن مكافئ عالي لتقليل الخطأ في الوزن.
5- أن يتفاعل مع المحلول القياسي بالكامل في تفاعل مباشر ومحدد.

قانون التخفيف ($N_1V_1 = N_2V_2$)

غالبا ما تحضر المحاليل القياسية بوحدات ppt ومن ثم تحضر منها محاليل التجربة وباستخدام قانون التحقيق يمكن تحضير محاليل بوحدات ppm و ppb فما علينا سوى تعويض القيم في المعادلة للحصول على القيمة المجهولة والتي تمثل

((مقدار حجم العينة التي يتم سحبها من المحلول القياسي))

مثال : حضر محلول ملي لتجربة معينة تركيزه 10 ppm وبحجم نهائي 1 لتر من محلول قياسي تركيزه 1 ppt .

$N_1V_1 = N_2V_2$

$1000\ ppm \times V_1 = 10\ ppm \times 1000\ ml$

$V_1 = 10 \times 1000 / 1000$

$V_1 = 10\ ml$

تمثل 10 ml حجم المحلول المسحوب من المحلول القياسي ثم يكمل حجم المحلول النهائي الى 1 لتر .

ملاحظة مهمة :

يجب ان تتساوى وحدات القياس في طرفي المعادلة للحجم والتركيز دائما ، ويمكن التلاعب بطرفي المعادلة وحسب صيغة السؤال اذ يمكن ان يكون المجهول هو تركيز المحلول القياسي وليس حجمه او تركيز المحلول المحضر او حجم المحلول المحضر وحسب صيغة السؤال .

مثال :

احسب النسبة المئوية الوزنية للمذاب في محلول تم تحضيره بإضافة 4 غم من ملح الطعام .. إلى 6 غم من الماء ؟؟

وزن المادة المذابة = 4 غم

حجم المادة المذيبة = 6غم

وزن المحلول = وزن المذاب + حجم المذيب

6 + 4 = 10 غم

النسبة المئوية الوزنية = وزن المذاب (غم) / حجم المحلول (غم) × 100

4 / 10 × 100 = 40 %

مثال : أحسب حجم الماء الذي ينبغي اضافته إلى 50 مل من محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH) تركيزه 0.5 مولار لتحصل على محلول من هيدروكسيد الصوديوم تركيزه 0.2 مولار ؟

$V_1 = 50$ ml

$N_1 = 0.5$ mol

$V_2 = ?$

$N_2 = 0.2$ mol

$V_1 N_1 = V_2 N_2$

$50 \times 0.5 = V_2 \times 0.2$

$V_2 = 50 \times 0.5 / 0.2$

$V_2 = 125$ ml

حجم الماء المضاف = 125- 50 = 75 مللتر من الماء يضاف هذا الحجم إلى 50 مللتر من المحلول قبل التخفيف ليكون التركيز 0,2 مولار.

مثال :

محلول مائي من كرومات البوتاسيوم K2Cr2O7 تركيزه 0.25 مولار احسب الحجم اللازم أخذه من المحلول المركز للحصول على 250 مل من المحلول ذو تركيز 0.01 مولار ؟؟

$V_1 = ?$

$N_1 = 0.25$ mol

$V_2 = 250$ ml

$N_2 = 0.01$ mol

$V_1 N_1 = V_2 N_2$

$50 \times 0.5 = V_2 \times 0.2$

$V_1 = 250 \times 0.01 / 0.25$

$V_2 = 10$ ml

المولارية (التركيز المولي الحجمي)

تحضير محلول مخفف من محلول مركز

عدد المولات لا تتغير بالتخفيف فمثلاً إذا احتوى لتر من محلول ما على 0.5 مول من المذاب فإن عدد المولات سيبقى 0.5 مول عند إضافة لتر من الماء إلى المحلول السابق .

وعليه فإن : عدد المولات قبل التخفيف = عدد المولات بعد التخفيف

وبما أن : عدد المولات = التركيز × الحجم

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

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

مثال 1 : احسب [NaOH] في محلول تم تحضيره بإضافة 150 مل من الماء المقطر إلى محلول NaOH حجمه 100 مل وتركيزه 0.2 مول / لتر .

الحل :

N_1= 0.2 مول / لتر

V_1 = 100 مل

N_2 =?

V_2 = 100 + 150 = 250 مل

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

$N_2 = 100 \times 0.2 / 250$

N_2 = 0.08 مول / لتر

ملاحظة :

عند تخفيف محاليل الأحماض أضف الحمض إلى الماء ببطء وليس العكس .

مثال 2 : احسب حجم حمض الكبريت (VI) المركز (18 مول/لتر) الذي يلزم لتحضير محلول مخفف للحمض حجمه 250 مل وتركيزه 1.8 مول/لتر .

الحل :

N_1= 18 مول / لتر

V_1 = ?

N_2 = 1.8 مول / لتر

V_2 = 250 مل

$$N_1V_1 = N_2V_2$$

$V_1 = 250 \times 1.8 / 18 = 25$ مل

أي خذ بالماصة 25 مل من الحمض المركز وأضفه للماء في دورق حجمي وأكمل الحجم إلى 250 مل .