

**تركيز المحلول**



**إعداد الطالب:**

**الصف:**

**تركيز المحلول**

ما هو معلوم فإن التركيز مصطلح يعبر عن نسبة المذاب إلى المذيب أو المحلول في محلول ما .

وتختلف طرق التعبير عن التركيز تبعاً للنسبة المذكورة ( مذاب إلى مذيب أو مذاب إلى محلول ) وكذلك تبعاً للوحدات المستخدمة في التعبير عن كميات كلٍ من المذاب والمذيب والمحلول .

في هذا الموضوع سنعرض بحول الله وقوته وبعونٍ منه ومدد سبحانه وتعالى إلى أهم الطرق المستخدمة في التعبير عن تركيز المحاليل ، مثل :

1- النسبة المئوية الوزنية .

2- النسبة المئوية الحجمية .

3- المولالية ( الجزيئية الوزنية ) .

4- المولارية ( الجزيئية الحجمية ) .

5- العيارية .

6- الجزء في المليون .

أولاً : النسبة المئوية الوزنية .

هي عبارة عن كتلة المذاب ( بالجرام ) في 100 مللتر من المحلول .

 لتركيب التجريبي لعملية قياس تركيز محلول معين

فلو افترضنا أن لدينا محلول مائي لكلوريد الصوديوم يبلغ تركيزه ( 5 % وزناً ) فهذا يعني أن كل 100 مللتر من المحلول يحوي 5 جرام من ملح كلوريد الصوديوم ( المذاب ) .

مثال : تم إذابة 1.2 جرام من كلوريد الصوديوم في كمية كافية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول 160 مللتر ، احسب النسبة المئوية الوزنية للمحلول ( تركيز المحلول % وزناً ) .

يمكن الحصول على المطلوب بكل بساطه بقسمة وزن المذاب ( كلوريد الصوديوم ) على حجم المحلول .

ثانياً : النسبة المئوية الحجمية .

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

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

مثال : احسب تركيز محلول يتألف من 12 مللتر من الايثانول في 100 مللتر من المحلول .

الحل ببساطه نقسم حجم المذاب على حجم المحلول .

ثالثاً : المولارية ( Molarity )

المولارية هي عدد مولات المذاب الموجودة في واحد لتر ( 1000 مللتر ) من المحلول .

مثال : تم إذابة 23 جرام من كلوريد الأمونيوم (NH4Cl) في كمية كافية من الماء ليصبح حجم المحلول 145 مللتر ، احسب مولارية المحلول .

As an example, suppose we dissolve 23 g of ammonium chloride (NH4Cl) in enough water to make 145 mL of solution. What is the molarity of ammonium chloride in this solution

الحل :تذكر أن المولارية تساوي عدد مولات المذاب مقسوماً على حجم المحلول باللتر .

إذاً لا بد في البداية من حساب عدد مولات المذاب ( كلوريد الأمونيوم ) من معلومية وزنه .

عدد المولات = الوزن بالجرام / الوزن الجزيئي .

سادساً : العيارية ( Normality ) .

من أهم طرق التعبير عن تركيز المحاليل وهي تعتمد على ما يعرف باسم المكافئ الجرامي .

ماهو المكافيء الجرامي ؟

المكافيء الجرامي كمية من المادة ذات علاقة بالمول تم اصطلاحه في الأساس لغرض عمليات التعادل بين الأحماض والقواعد ثمّ شمل بعد ذلك غيره من التفاعلات .

ماهي العلاقة بين المول والمكافيء الجرامي ؟

المكافيء الجرامي للحمض أو القاعدة = عدد المولات / درجة الحمض أو القاعدة .

المكافيء الجرامي للمادة في تفاعلات الأكسدة والاختزال = عدد مولات المادة / عدد الالكترونات المفقودة أو المكتسبة للمول الواحد .

ماهو مفهوم العيارية ؟

العيارية هي عدد المكافئات الجرامية من المذاب الموجودة في واحد لتر من المحلول .

العيارية = عدد المكافئات الجرامية للمذاب / حجم المحلول باللتر .

فالمحلول الذي يبلغ تركيزه 1 عياري يعني أنّ كل واحد لتر من المحلول يحوي مكافيء جرامي واحد من المذاب .

مثال : احسب عيارية محلول محضّر من إذابة 9.8 جرام من حمض الكبريتيك في كمية من الماء بحيث أصبح حجم المحلول 800 مللتر .

الحل :

عدد مولات الحمض = 9.8 / 98 ( الوزن الجزيئي ) = 0.1 مول

بما أنّ حمض الكبريتيك ثنائي H2SO4 ....

عدد مكافئات الحمض = 0.1 / 2 = 0.05 مكافيء جرامي .

العيارية = 0.05 / 0.8 = 0.0625 عياري .

التركيز المولي يعرف بأنه حاصل قسمة عدد مولات المحلول على الحجم

أي أن c = n/v

c : التركيز وحدته mol/L

n : عدد مولات المحلول وحدته mol/L

v : يختلف حسب نوع التفاعل وحدته L

مثال:

- تفاعل مذيب مع المذاب. في هذه الحالة نأخذ حجم المذيب وفي غالب الأحيان يكون

المذيب هو الماء

- تفاعلات حمض - أساس ما يسمى بالمعايرة . في هذه الحالة نأخذ حجم المزيج

هذا القانون في الحالة العامة

عدد المولات:

قد تعطى في بعض التمارين

إن لم نعطى يمكن حسابها بعدة طرق

n = m/M حاصل قسمة الكتلة على الكتلة المولية

m :كتلة لمتفاعل la mass وحدتها g

M :الكتلة المولية La mass molaire وحدنها g/moL

-n =V/Vm حاصل قسمة الحجم على الحجم المولي

V :الحجم Volume وحدته اللتر L

Vm :الحجم المولي Volume molaire وحدته L/moL

ملاحظة :هناك نوعين من التراكيز :

- التركيز المولي الحجمي c ويعطى بالعلاقة c = n/V

- التركيز الكتلي رمزه t وبعطى بالعلاقة t = m/Vs

بالنسبة للتركيز المولي الحجمي يوجد له ترميزين :

- Cx يرمز للتركيز الإبتدائي أي المتفاعل- [ x ] يرمز لتركيز النواتج أي المتبقي

حيث x هو عنصر كميائي.