# The express of solution concentrations

**طرق التعبير عن التراكيز**

هنالك نوعين من الوحدات التي يتم استخدامها للتعبير عن التراكيز:

**الأولى:** وحدات تعتمد على وزن المحلول (مثل المولالية (M) والتركيز بالنسبة المئوية الوزنية ( Weight Percentage Conc. %W/W) او التركيز بالنسبة المئوية الوزنية/ حجم ( Weight Percentage Concentration %W/ V) وهذا النوع من الوحدات يستخدم في التجارب التي تحتاج إلى دقة عالية.

**النوع الثاني:** من الوحدات يعتمد على حجم المحلول (المولارية، العيارية، وكذلك وزن المذاب) ويستخدم هذا النوع بشكل أكثر شيوعاً.

**ومن أهم طرق التعبير عن التركيز ما يلي:**

1. المولارية (M) (Molarity)
2. الفورمالية (Formality (F))
3. المولالية (Molality (m))
4. النورمالية (N) (Normality)
5. التركيز بالجزء بالمليون (Part Per Million (ppm))
6. التركيز بالنسبة المئوية الوزنية (Weight Percentage Concentration %W/W)
7. التركيز بالنسبة المئوية الحجمية (Volume Percentage Conc. %V/V)
8. التركيز بالنسبة المئوية الوزنية/ حجم (Weight Percentage Concentration %W/ V)

**Concentration** is a measure of how much solute is dissolved in a given amount of solution.

**1- Molarity (M)** is a number of solute moles dissolved in solution volumes in Liter.

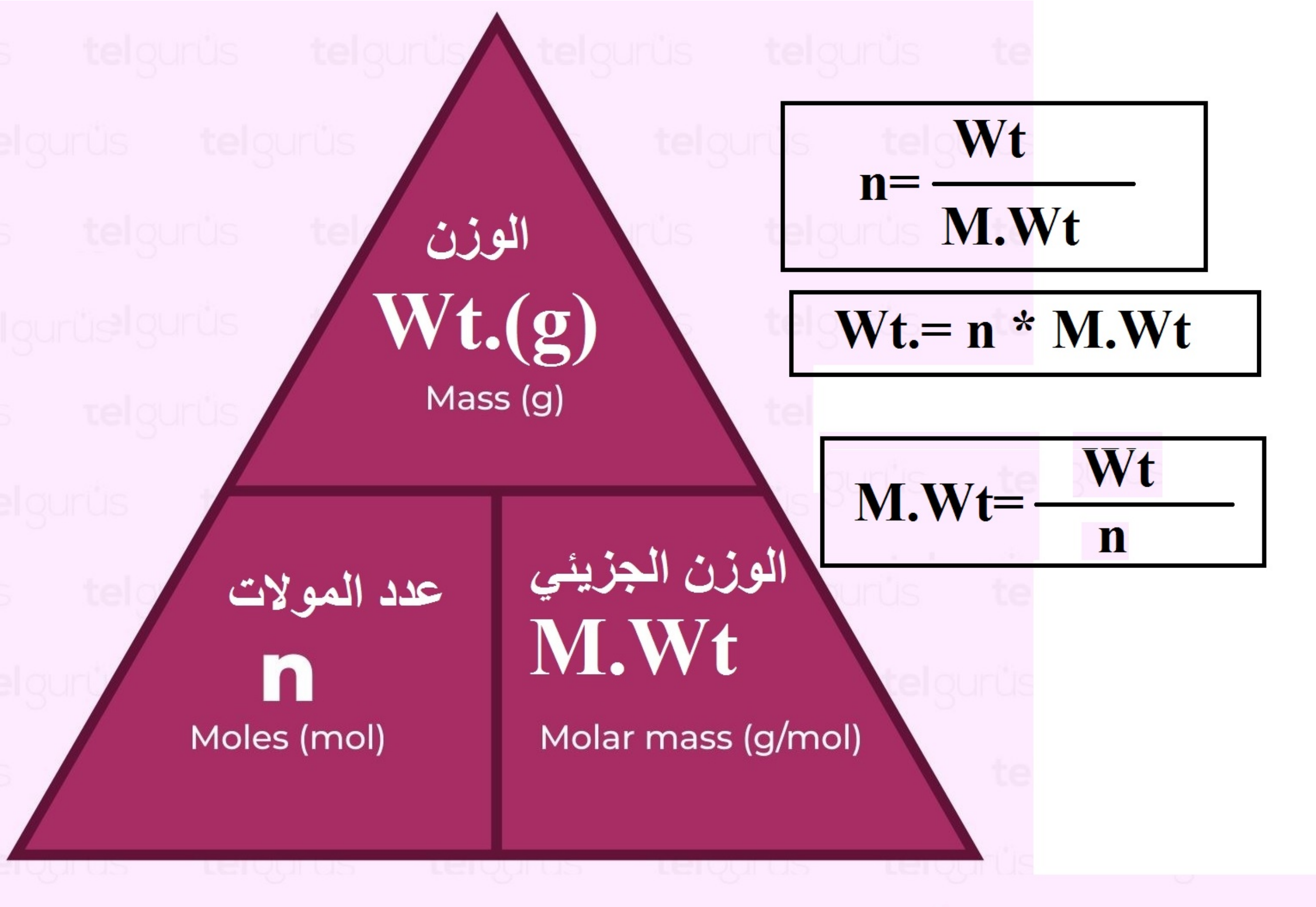
**A-** Molarity concentration for solutions prepared from dissolving solid in liquid solvent.

**التركيز: هو مقياس لكمية من المذاب الموجود في كمية معينة من المحلول**

**المولارية : هو** عدد مولات المذاب في 1 لتر من المحلول و يُعبَّر عنها بوحدات مول /لتر أو ملمول /مللتر

أ - التركيز المولاري يحضر من اذابة مادة صلبة في المذيب السائل

| | |
|---|---|
| **جدول قوانين حفظ** | |
| $\text{Molarity (M)} = \dfrac{\text{No.of mole solute}}{\text{solution volume (L)}} = (\dfrac{\text{mole}}{\text{L}})$ | |
| $\text{No. of mole} = M \times V_{(L)}$ | |
| $\text{Molarity (M)} = \dfrac{\text{No.of mmole solute}}{\text{solution volume (mL)}} = (\dfrac{\text{mmole}}{\text{mL}})$ | |
| $\text{No. of mmole} = M \times V_{(mL)}$ | |
| $M = \dfrac{\text{No of mole solute}}{\text{Volume solution (L)}} = \dfrac{\dfrac{\text{wt (g)}}{\text{M.wt (g/mole)}}}{\dfrac{\text{V (mL)}}{\text{1000 (mL/L)}}}$ | |
| $M(\dfrac{\text{mole}}{\text{L}}) = \dfrac{\text{wt (g)}}{\text{M.wt (g/mole)}} \times \dfrac{1000\,(\frac{mL}{L})}{V(mL)}$ | حجم بالمل |
| $M(\dfrac{\text{mole}}{\text{L}}) = \dfrac{\text{wt (g)}}{\text{M.wt (g/mole)}} \times \dfrac{1}{V(L)}$ | حجم باللتر |
| $M(\dfrac{\text{mmole}}{\text{ml}}) = \dfrac{\text{wt (mg)}}{\text{M.wt (mg/mmole)}} \times \dfrac{1}{V(ml)}$ | وحدات ملي مول /مل |




| جدول قوانين حفظ |
|---|
| $\text{Mole} = \dfrac{weight\ (g)}{Formula\ \ weight\ (\frac{g}{mole})}$ |
| $\text{mMole} = \dfrac{weight\ (mg)}{Formula\ \ weight\ (\frac{mg}{mmole})}$ |
| Mole= 1000 mMole |
| g= 1000 mg |
| No. Molecules = No. moles × Avogadro number |

**Example (1):-**A solution is prepared by dissolving 1.26 g $AgNO_3$ in a 250 mL volumetric flask and diluting to volume. Calculate the molarity of the silver nitrate solution. How many millimoles AgNO3 were dissolved? (Ag=107.9 g/mol, N= 14 g/mol, O=16 g/mol)

**Solution:**

- **M.Wt of AgNO3=** 107.8+14+(16×3) =169.9 g/mol

**اولا: ايجاد المولارية**

- $M = \frac{\text{wt (g)}}{\text{M.wt (g/mole)}} \times \frac{1000}{V(mL)}$

$$\mathbf{M} = \frac{1.26\text{ g}}{169.9\text{ g/mol}} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{250\text{ mL}} = 0.0297\text{ mol/L}$$

**ثانيا: ايجاد الملي مول**

- $\text{Mole} = \frac{weight\ (g)}{Formula\ \ weight\ (\frac{g}{mole})} = \frac{1.26\text{ g}}{169.9\ g/mol} = 0.00742\text{ mol}$

Mole= 1000 mMole

0.00742 mol ×1000=7.42 mmol

**او طريقة ثانية من التركيز المولاري كالتالي**

Litter = 1000 ml → $\frac{250}{1000} = 0.25$ L

No. of mole= M ×$V_{(L)}$ = 0.0297 mol/L × 0.25 L = 0.00742 mol

Mole= 1000 mMole → 0.00742 × 1000= 7.42 mmol

**او طريقة ثالثة**

**(g=1000 mg)** → **wt=1.26 *1000=1260 mg**

$$\mathbf{mmol} = \frac{wt(mg)}{mwt(\frac{mg}{mmol})} = \frac{1260\ mg}{169.9(\frac{mg}{mmol})} = 7.416\text{ mmol}$$

**Example (2):**-How many grams per millilitre of NaCl are contained in a 0.250 M? (Na=23 g/mol, Cl 35.5 g/mol)

**Solution:**

- **M.Wt of NaCl=** 23+35.5 =58.5 g/mol

المطلوب بالسؤال ايجاد الوزن(ملاحظة هو ذكر عبارة جد الوزن لكل 1مللتر يعني الحجم هو 1 مل )

$$M(\frac{\text{mole}}{\text{L}}) = \frac{\text{wt (g)}}{\text{M.wt (g/mole)}} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{V\,(mL)}$$

$$0.250(\frac{\text{mole}}{\text{L}}) = \frac{\text{wt}}{58.5\text{ (g/mole)}} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{1\,(mL)}$$

$$\text{Wt}= \frac{0.25\,(\frac{\text{mole}}{\text{L}})\times 58.5\,\frac{\text{g}}{\text{mol}}\times 1\,(mL)}{1000\,(\frac{mL}{L})} = 0.0146\text{ g}$$

**Example (3):**-How many grams $Na_2SO_4$ should be weight out to prepare 500 mL of a 0.100 M solution?( Na =23 g/mol, O=16 g/mol, S =32 g/mol)

**Solution:**

- **M.Wt of $Na_2SO_4$=** (23×2)+32+(16×4) =142 g/mol

المطلوب ايجاد الوزن

$$M(\frac{\text{mole}}{\text{L}}) = \frac{\text{wt (g)}}{\text{M.wt (g/mole)}} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{V\,(mL)}$$

$$0.1(\frac{\text{mole}}{\text{L}}) = \frac{\text{wt}}{142\text{ (g/mole)}} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{500\,(mL)}$$

$$\text{Wt}= \frac{0.1\left(\frac{\text{mole}}{\text{L}}\right)\times 142\,\frac{\text{g}}{\text{mol}}\times 500\text{ ml}}{1000\,(\frac{mL}{L})} = 7.1\text{ g}$$

**Example (4):-** Calculate the concentration of potassium ion in grams per litter after mixing 100 mL of 0.250 M KCl and 200 mL of 0.100 M K2SO4?(K= 39 g/mol)

**Solution:**

اولا: يتم تحويل الحجوم الى لتر

Litter = 1000 ml → $V1 \text{ of } KCl = \frac{100}{1000} = 0.1 \text{ L}$

$V2 \text{ of } K_2SO_4 = \frac{200}{1000} = 0.2 \text{ L}$

ثانيا : يتم ايجاد المول

$\text{No. of mole} = M \times V_{(L)}$

$KCl \longrightarrow K^+ + Cl^-$

mol of $K^+$ → $0.250 \frac{\text{mol}}{L} \times 0.1 \text{ L} = 0.025 \, mol$

$K_2SO_4 \longrightarrow 2K^+ + SO_4^-$

mol of $K^+$ → $2 \times 0.1 \frac{\text{mol}}{L} \times 0.2 \text{ L} = 0.04 \text{ mol}$

بما انه المزيج يحتوي على المادتين KCl و $K_2SO_4$ معا لذالك نقوم بجمع عدد مولات $K^+$ ونقوم بجمع الحجوم للحصول على التركيز بوحدات (الغرام لكل لتر $\frac{g}{L}$)

No. of mol ( mixed solution)= 0.025 mol+ 0.04 mol= 0.065 mol

Total volume = 0.1 L + 0.2 L= 0.3 L

$$\text{Molarity (M)} = \frac{\text{No.of mole solute}}{\text{solution volume (L)}} = \left(\frac{\text{mole}}{\text{L}}\right)$$

$$\text{Molarity (M)} = \frac{0.065 \, mol}{0.3 \text{ L}} = 0.216 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

(ملاحظة لايجاد التركيز بوحدات grams per litter يتم ضرب التركيز المولاري في الوزن الذري للبوتاسيوم )

$$0.216 \frac{\text{mole}}{\text{L}} \times 39 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 8.424 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

**Example (5) (a)** How many grams of $K_2SO_4$ are contained in 50 ml of 0.200 M**,**
**(b)** How many millimoles of $K_2SO_4$ are present? (S=32 g/mol, O= 16 g/mol, K= 39 g/mol )

**Solution:**

- **M.Wt of $K_2SO_4$=** (39×2)+32+(16×4) =174 g/mol

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{wt\ (g)}{M.wt\ (g/mole)} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{V(mL)}$$

$$0.2\ (\frac{mole}{L}) = \frac{wt}{174\ (g/mole)} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{50(mL)}$$

$$Wt= \frac{0.2(\frac{mole}{L})\times 174\ \frac{g}{mol}\times 50\ ml}{1000\ (\frac{mL}{L})} = 1.74\ g$$

هناك طريقتان لايجاد الملي مول

اولا:من قانون مول

- $$Mole = \frac{weight\ (g)}{Formula\ \ weight\ (\frac{g}{mole})} = \frac{1.74\ g}{174\ g/mol} = 0.01\ mol$$

Mole= 1000 mMole

0.01 mol ×1000=10 mmol

ثانيا: طريقة ثانية من التركيز المولاري كالتالي

Litter = 1000 ml → $\frac{50}{1000} = 0.05$ L

No. of mole= M ×$V_{(L)}$ = 0.2 mol/L × 0.05 L = 0.01 mol

Mole= 1000 mMole → 0.01 × 1000= 10 mmol

**او طريقة ثالثة**

**(g=1000 mg)** → **wt=1.74 *1000=1740 mg**

$$\mathbf{mmol} = \frac{wt(mg)}{mwt(\frac{mg}{mmol})} = \frac{1740\ mg}{174(\frac{mg}{mmol})} = \mathbf{10\ mmol}$$

**Example (6):-** Calculate the concentration of $Fe^{+3}$ in mg per litter after mixing 50mL of 0.30 M $FeCl_3$ and 100 mL of 0.25 M $Fe(OH)_3$?(Fe= 56 g/mol)

**Solution:**

اولا: يتم تحويل الحجوم الى لتر

Litter = 1000 ml → $V1 \text{ of } FeCl_3 = \frac{50}{1000} = 0.05 \text{ L}$

$V2 \text{ of } Fe(OH)_3 = \frac{100}{1000} = 0.1 \text{ L}$

ثانيا : يتم ايجاد المول

$\text{No. of mole} = M \times V_{(L)}$

$FeCl_3 \longrightarrow Fe^{+3} + 3\,Cl^-$

mol of $Fe^{+3}$ → $0.3 \frac{mol}{L} \times 0.05 \text{ L} = 0.015\ mol$

$Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe^{+3} + 3OH^-$

mol of $Fe^{+3}$ → $0.25 \frac{mol}{L} \times 0.1 \text{ L} = 0.025 \text{ mol}$

بما انه المزيج يحتوي على المادتين $FeCl_3$ و $Fe(OH)_3$ معا لذالك نقوم بجمع عدد مولات $Fe^{+3}$ ونقوم بجمع الحجوم للحصول على التركيز بوحدات (الغرام لكل لتر $\frac{g}{L}$)

No. of mol ( mixed solution)= 0.025 mol+ 0.015mol= 0.04 mol

Total volume = 0.1 L + 0.05 L= 0.15 L

$$\text{Molarity (M)} = \frac{\text{No.of mole solute}}{\text{solution volume (L)}} = \left(\frac{\text{mole}}{\text{L}}\right)$$

$$\text{Molarity (M)} = \frac{0.04\ mol}{0.15 \text{ L}} = 0.266 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

(ملاحظة لايجاد التركيز بوحدات grams per litter $\frac{g}{L}$ يتم ضرب التركيز المولاري في الوزن الذري للحديد )

$$0.266 \frac{\text{mole}}{\text{L}} \times 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 14.896 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

(ثم نحول وحدات $\frac{g}{L}$ الى $\frac{mg}{L}$ )

g=1000 mg → $14.896 \times 1000 = 14896 \frac{\text{mg}}{\text{L}}$

**Example (7):-Calculate the molar concentrations of 1.00 mg/L solutions of each of $AgNO_3$?**

(Ag=107.9 g/mol, N= 14 g/mol, O=16 g/mol)

**Solution:**

- **M.Wt of $AgNO_3$=** 107.8+14+(16×3) =169.9 g/mol

**لدينا التركيز بوحدات $\frac{mg}{L}$ نحولها الى وحدات $\frac{g}{L}$**

g= 1000 mg → $\frac{1\frac{mg}{L}}{1000\frac{mg}{g}} = 0.001\ \frac{g}{L}$

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{wt\ (g)}{M.wt\ (g/mole)} \times \frac{1}{V(L)}$$

**اعادة ترتيب القانون**

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{wt\ (g)}{V(L)} \times \frac{1}{M.wt\ (g/mole)}$$

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{wt\ (g)}{V(L)} \times \frac{1}{M.wt\ (g/mole)} \longrightarrow M = 0.001\ \frac{g}{L} \times \frac{1}{169.9\ (g/mole)}$$

$M=5.8\times10^{-6}\ (\frac{mole}{L})$

**Homework**

Q1: Calculate the molar concentration of a brine solution obtained by mixing equal volumes of two solutions of the same substance, the first 0.1 M and the second 0.5 M?

Q2: Calculate the molar concentrations of 1.00 mg/L solutions of each of the following:

- $Al_2(SO_4)_3$
- $CO_2$
- $(NH_4)_4Ce(SO_4)_4.2H_2O$
- HCl
- $HClO_4$

Q3: How many moles and millimoles of benzoic acid (Mw=122.1 g/mol) are contained in 2.00 g of the pure acid?

Q4: Typical seawater contains 2.7 g of salt (sodium chloride, NaCl) per 100 mL. What is the molarity of NaCl in the ocean? (b) $MgCl_2$ has a concentration of 0.054 M in the ocean. How many grams of $MgCl_2$ are present in 25 mL of seawater?

**Homework حل**

Q1: Calculate the molar concentration of a brine solution obtained by mixing equal volumes of two solutions of the same substance, the first 0.1 M and the second 0.5 M?

**محلول ملحي brine solution ناتج من مزج حجوم متساوية من نفس المادة لها تراكيز مختلفة**

**خطوات الحل هي اولا: يجب استخراج مولات لكل ملح منفرد**

**ثانيا: نجمع مولات الملحين لانه بالسؤال قال مزج mixing**

**ثالثا: يتم جمع حجوم الملحين لانه بالسؤال قال مزج mixing**

**رابعا: يتم استخراج تركيز مولاري للملح النهائي final R**

**R1 + R2 ⟶ final R**

**0.1M + 0.5M ⟶ final M?**

**V + V ⟶ final v=2v**

**Mol= M*V**

**mol of R1 ⟶ mol = 0.1 *V….(1)**

**mol of R2 ⟶ mol = 0.5 *V….(2)**

**Mol of final R = mol R1+ mol R2**

**Mol of final R = 0.1 *V +0.5 *V= 0.6* V**

**تم مزج الحجوم والحجوم متساوية اذا :**

**Volume of Final R = V+V=2V**

**نعوض قانون مولارية لاستخراج تركيز final R**

$$M=\frac{mol}{V} \longrightarrow M=\frac{0.6\,V}{2V}=0.3\,M$$

**Q2) calculate** the molar concentration of a 1.00 mg/L $Al_2(SO_4)_3$ solution**?**

**Solution:**

Molar mass (M.wt ) $Al_2(SO_4)_3$= (2 × 26.98 g/mol) + (3 × 32.06 g/mol) + (12 × 16.00 g/mol) == 342.14 g/mol

$$1\frac{mg}{L} = \frac{WT}{Volume}$$

**(g=1000mg)** ⇒ $\frac{1}{1000} = 0.001\ g/L$

**اعادة ترتيب القانون**

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{wt\ (g)}{V(L)} \times \frac{1}{M.wt\ (g/mole)}$$

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{wt\ (g)}{V(L)} \times \frac{1}{M.wt\ (g/mole)} \Rightarrow M = 0.001\ \frac{g}{L} \times \frac{1}{342.14\ (g/mole)}$$

$$M=2.9\times10^{-6}\ (\frac{mole}{L})$$

## 1-B:-Molarity concentration for solution prepared from dissolved solid solute in liquid solvent

ب - التركيز المولاري يحضر من اذابة مادة صلبة في المذيب السائل

| |
|---|
| $M(\frac{mole}{L}) = \frac{\% \times density \times 1000}{M.wt}$ |
| $M(\frac{mole}{L}) = \frac{\% \times sp.gr. \times 1000}{M.wt}$ |
| $\frac{Wt.}{Wt.}\% = \frac{wt\ solute\ (g)}{wt\ solution\ (g)} \times 100$ |

**Density:** is the weight per unit volume at the specified temperature, usually (gm/mL) or ($gm/cm^3$) or ($gm.cm^{-3}$) in 20$^o$C (is the ratio of the mass in (gm) and volume (mL).

الكثافة : هو وزن المادة لكل وحدة حجم عند درجة حرارة معينة. ويقاس بوحدات(gm/mL) او ($gm/cm^3$) او($gm.cm^{-3}$) عند درجة حرارة 20$^o$C (ويمثل نسبة الوزن بالغرام الى الحجم بالمل)

**Specific gravity (sp. gr.):** defined as the ratio of the mass of a body (e.g. a solution) usually at 20$^o$C to the mass of an equal volume of water at 4 $^o$C (or sometimes 20$^o$C) or (is the ratio of the densities of the two substances).

**الوزن النوعي (Specific Gravity):** هو نسبة كتلة حجم معين من المادة إلى كتلة نفس الحجم من الماء عند درجة حرارة معينة، عادةً 4 $^o$C أو 20$^o$C

**Example (8):-** Calculate the molarity of 28.0% $NH_3$, specific gravity 0.898? (N=14 g/mol, H=1 g/mol)

**Solution:**

- M.Wt of $NH_3$= 14+ (1×3) =17 g/mol

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{\% \times sp.gr. \times 1000}{M.wt} \longrightarrow M(\frac{mole}{L}) = \frac{\frac{28}{100} \times 0.898 \times 1000}{17\ g/mol} = 14.79(\frac{mole}{L})$$

**Example (9) :-** calculate the molarity of a 37% HCl solution with a density of 1.18 g/cm³?(H =1 g/mol, Cl =35.5 g/mol)

**Solution:**

- M.Wt of HCl= 1 +35.5 = 36.5 g/mol

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{\% \times density \times 1000}{M.wt}$$

$$M = \frac{\frac{37}{100} \times 1.18\ g/cm3 \times 1000}{36.5\ g/mol} = 11.96\ (\frac{mole}{L})$$

**Example (10) :-** Calculate the molarity of a 70.5% (w/w) $HNO_3$ solution with a specific gravity of 1.42 g/cm³? (H =1 g/mol, O =16 g/mol, N=14 g/mol)

**Solution:**

- M.Wt of $HNO_3$= 1 +14+(16× 3) = 63 g/mol

$$M(\frac{mole}{L}) = \frac{\% \times sp.gr \times 1000}{M.wt}$$

$$M = \frac{\frac{70.5}{100} \times 1.42\ g/cm3 \times 1000}{63\ g/mol} = 15.9\ (\frac{mole}{L})$$

***Diluting Solutions:-***

We often must prepare dilute solutions from more concentrated stock solutions.For example ,we may prepare a dilute HCL solution from concentrated HCL to be used for titration .Or ,we may have a stock standard solution from which we wish to prepare a series of more dilute standards.The millimoles of stock solution taken for dilution will be identical to the millimoles in the final diluted solution.

تخفيف المحاليل : هو عملية إضافة مذيب (عادة الماء) إلى محلول مركّز لخفض تركيز المادة المذابة فيه .والهدف من التخفيف هو ستخدام الآمن لان المحاليل المخففة تكون أقل خطورة من المحاليل المركزة، مما يجعلها أكثر أمانًا للاستخدام.كذالك الحصول على تركيزات محددة لإجراء التجارب أو التحاليل الكيميائية.

قانون التخفيف هو

$$(M \times V)\ conc. = (M \times V)\ dil.$$

$$(M1 \times V1) = (M2 \times V2)$$

( ملاحظة: المحلول المركز concentration solution يسمى احيانا بالمحول الاساس او المحلول الام stock solution)

**Example (11)**: How many millilitres of concentrated sulphuric acid, 94.0% (g/100g solution), density 1.831 g/cm$^3$, are required to prepare 1 liter of a 0.100 M solution?(H=1 g/mol, S=32 g/mol, O=16 g/mol)

**Solution:**

- M.Wt of $H_2SO_4$= (1×2)+32+ (16×4) = 98 g/mol

$$M\left(\frac{mole}{L}\right) = \frac{\% \times density \times 1000}{M.wt}$$

$$M = \frac{\frac{94}{100} \times 1.831\ g/cm3 \times 1000}{98\ g/mol} = 17.5 \left(\frac{mole}{L}\right)$$

التركيز 17.5 M هو المحلول المركز والمراد تخفيفه الى 1 لتر و تركيز مخفف 0.100 M

$$(M \times V)\ conc. = (M \times V)\ dil.$$

$$(M1 \times V1) = (M2 \times V2)$$

$$17.5\,\frac{mole}{L} \times V1 = 0.1\,\frac{mole}{L} \times 1L$$

$$V1 = \frac{0.1\,\frac{mole}{L} \times 1L}{17.5\,\frac{mole}{L}} = 0.0057\ L$$

الحجم باللتر المطلوب تحويل الحجم الى مل

L=1000 ml ⟶ 0.0057× 1000= 5.7 ml

**Example (12):-** How many mL of (0.1 M) $KMnO_4$ should be used to prepare 100 ml of 0.001 M solution? (K=39 g/mol, Mn=55 g/mol, O=16 g/mol)

**Solution:**

**بما انه الحجم هنا بالمل فان التركيز يكون بوحدات $\frac{mmole}{ml}$**

$$(M1 \times V1) = (M2 \times V2)$$

$$0.1\,\frac{mmole}{ml} \times V1 = 0.001\,\frac{mmole}{ml} \times 100\ ml$$

$$V1 = \frac{0.001\,\frac{mmole}{ml} \times 100\ ml}{0.1\,\frac{mmole}{ml}} = 1\ ml$$

**Homework Example (13):-** You have a stock of (0.1 M) $KMnO_4$ and a series of 100 mL volumetric flasks. What volumes of the stock solution will you have to pipet into the flasks to prepare standards of 1.00, 2.00, and 5.00, M $KMnO_4$ solutions? (K=39 g/mol, Mn=55 g/mol, O=16 g/mol)

**Example (14):-** What is the volume of (0.25 M) $K_2Cr_2O_7$ solution must be diluted to prepare 500 ml of 0.1 M solution? ? (K=39 g/mol, Cr=52 g/mol, O=16 g/mol)

**Solution:**

**بما انه الحجم هنا بالمل فان التركيز يكون بوحدات** $\frac{mmole}{ml}$

$$(M1 \times V1) = (M2 \times V2)$$

$$0.25\ \frac{mmole}{ml} \times V1 = 0.1\ \frac{mmole}{ml} \times 500\ ml$$

$$V1 = \frac{0.1\ \frac{mmole}{ml} \times 500\ ml}{0.25\ \frac{mmole}{ml}} = 200\ ml$$

**Example (15):-** What volume of 0.40 M Ba(OH)2 and what the final volume of **$OH^-$** must be added to 50 mL of 0.30 M NaOH to give a solution 0.50 M in **$OH^-$**??

**Solution:**

لدينا الحجم مجهولة لذالك نقوم بالفرضية

Volume of NaOH + Volume of Ba(OH)2 = **final volume of $OH^-$**

50 ml + $x$ = (50+$x$) mL

**Let $x$ = mL $Ba(OH)_2$ and the final volume is (50+$x$) mL**

No. of mmole= M $\times V_{(ml)}$

**NaOH + Ba(OH)2 ⟶ Final $OH^-$**

mmol $OH^-$ + mmol $2OH^-$ ⟶ Final mmol $OH^-$

$$(0.3\ M \times 50\ ml) + (2 \times 0.4\ M \times x) = (0.5\ M \times (50+x))$$

$$15 + 0.8x = 25 + 0.5x$$

$$0.8x - 0.5x = 25 - 15$$

$0.3x = 10$ ⟹ $x$ = 33.33 ml Volume of Ba(OH)2

**Final volume of $OH^-$** = 50+$x$ ⟹ 50+33.33= 83.33 ml

**Homewor** **:-** What volume of 0.5 M $FeCl_3$ and what the final volume of **$Cl^-$** must be added to 100 mL of 0.25 M NaCl to give a solution 0.50 M in **$Cl^-$**?

**Solution:**

لدينا الحجم مجهولة لذالك نقوم بالفرضية

Volume of NaCl + Volume of $FeCl_3$ = **final volume of $Cl^-$**

100 ml + ***x*** = (100+***x***) mL

**Let *x* = mL** $FeCl_3$ **and the final volume is (100+*x*) mL**

No. of mmole= M ×$V_{(ml)}$

$$NaCl + FeCl_3 \longrightarrow \textbf{Final } Cl^-$$

mmol $Cl^-$ + mmol 3 **$Cl^-$** ⟶ Final mmol **$Cl^-$**

$$(0.25\ M \times 100\ ml) + 3*(0.5\ M \times x) = (0.5\ M \times (100+x))$$

$$25 + 1.5\,x = 50 + 0.5\,x$$

$$1.5\,x - 0.5\,x = 50-25$$

$1\,x = 25$ ➡ $x$ = 25 ml Volume of $FeCl_3$

**Final volume of $Cl^-$** = 100+$x$ ➡ 100+25= 125 ml

**Example (16):**- Prepare 500mL of 0.010M solution of $Na^+$ from solid Na2CO3? (Na=23 g/mol, C =12 g/mol, O=16 g/mol)

**Solution:**

- M.Wt of Na2CO3= (23×2)+(12)+ (16×3) = 106 g/mol

نستعمل هنا علاقة مول بمولارية نضرب وسطين في طرفين

$$1Na_2CO_3 \longrightarrow 2Na^+ + CO_3^-$$

| | | |
|---|---|---|
| **Molarity** | y | 0.01 M |
| **Mole** | 1 mol. | 2 mol. |

$$Y=\frac{0.01}{2}=0.005M \text{ of } Na_2CO_3$$

$$M\left(\frac{\text{mole}}{\text{L}}\right) = \frac{\text{wt (g)}}{\text{M.wt (g/mole)}} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{V\,(mL)}$$

$$0.005\left(\frac{\text{mole}}{\text{L}}\right) = \frac{\text{wt}}{106\,(\text{g/mole})} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{500\,(mL)}$$

$$\text{wt}=\frac{0.005\left(\frac{\text{mole}}{\text{L}}\right)\times 106\,(\text{g/mole})\times 500\,(mL)}{1000\,(\frac{mL}{L})} = 0.265\ g$$

**Homework:** Prepare 500mL of 0.010M solution of Na2CO3? (Na=23 g/mol, C =12 g/mol, O=16 g/mol)

**Solution:**

- M.Wt of Na2CO3= (23×2)+(12)+ (16×3) = 106 g/mol

$$M\left(\frac{\text{mole}}{\text{L}}\right) = \frac{\text{wt (g)}}{\text{M.wt (g/mole)}} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{V\,(mL)}$$

$$0.01\left(\frac{\text{mole}}{\text{L}}\right) = \frac{\text{wt}}{106\,(\text{g/mole})} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{500\,(mL)}$$

**Wt=** 0.53 $g$

**Formal concentration:** The term use for solutions of ionic salts that do not exist as molecules in the solid or in solution. Operationally, formality is identical to molarity.

**التركيز الفورمالي** : يستخدم المصطلح لمحاليل الأملاح الأيونية التي لا توجد على شكل جزيئات في المادة الصلبة أو في المحلول . وبالتالي فان معنى الفورمالي هو نفس معنى التركيز المولاري

$$F = \frac{wt\ (g)}{M.wt\ (g/mole)} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{V(mL)}$$

**Example (17):** Exactly 4.57 g of $BaCl_2.2H_2O$ are dissolved in sufficient water to give 250mL of solution. Calculate the formal concentration of $BaCl_2$ and $Cl^-$ in this solution? (Ba=137 g/mol, Cl=35.5 g/mol)

**Solution:**

- M.Wt of $BaCl_2.2H2O$= 137+ (35.5×2)+ 2×(18) = 244 g/mol

$$F_{BaCl2.2H2O} = \frac{wt\ (g)}{M.wt\ (g/mole)} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{V(mL)} = \frac{4.57\ (g)}{244\ (g/mole)} \times \frac{1000\,(\frac{mL}{L})}{250(mL)} = 0.0749\ F\ (BaCl_2.2H2O)$$

$$BaCl_2 \longrightarrow Ba^{+2} + 2Cl^-$$

0.0749 F

2×0.0749 F =0.149 F( $Cl^-$)

**Equilibrium Molarity:** The equilibrium molarity expresses the molar concentration of a particular species in a solution at equilibrium. To state the species molarity, it is necessary to know how the solute behaves when it is dissolved in a solvent. For example, the species molarity of $H_2SO_4$ in a solution with an analytical concentration of 1.0 M is 0.0 M because the sulphuric acid is entirely dissociated into a mixture of $H^+$, $HSO_4^-$, and $SO_4^{2-}$ ions; essentially no $H_2SO_4$ molecules as such are present in this solution. The equilibrium concentrations and thus the species molarity of these three ions are 1.01, 0.99, and 0.01 M, respectively.

**التراكيز التوازنية**

**التراكيز التوازنية** هي تعبير عن تركيز مولي لنوع معين من الجزيئات في محلول عند حالة التوازن. لتحديد تركيز نوع معين، يجب معرفة سلوك المادة المذابة عند إذابتها في المذيب.

**باختصار:** التراكيز التوازنية هي التركيزات الفعلية للأيونات أو الجزيئات في محلول عند حالة التوازن الكيميائي. وهي تختلف عن التركيز التحليلي الذي يمثل كمية المادة المذابة في المحلول قبل حدوث أي تفاعل.

**مثال ليس حفظ هو للفهم:** على سبيل المثال، التركيز المولي لحمض الكبريتيك ($H_2SO_4$) في محلول بتركيز تحليلي 1.0 مولار هو 0.0 مولار. وذلك لأن حمض الكبريتيك يتفكك تمامًا إلى أيونات الهيدروجين ($H^+$)، وأيونات الهيدروجين الكبريتات ($HSO_4^-$)، وأيونات الكبريتات ($SO_4^{2-}$). وبالتالي، لا توجد جزيئات حمض كبريتيك كاملة في المحلول. التراكيز التوازنية لهذه الأيونات الثلاثة هي 1.01 و 0.99 و 0.01 مولار، على التوالي.

**Example (18):-** Calculate the formal concentration of: (a) an aqueous solution that contains 1.80g of ethanol in 750mL. (b) An aqueous solution that contains 365mg of iodic acid HIO3 in 20.0mL (the acid is 71.0% ionized in this solution) ? (C2H5OH, ethanol , C=12 g/mol, H= 1g/mol, O=16 g/mol)( iodic acid HIO3, I=127 g/mol)

**Solution:**

- M.Wt of C2H5OH = (12*2)+ (6×1)+16 = 46 g/mol
- M.Wt of HIO3 = (1 )+ (127)+(16*3) = 176 g/mol

(a)

$$F_{C2H5OH} = \frac{wt}{Fwt} \times \frac{1000}{V\ mL} = \frac{1.80}{46} \times \frac{1000}{750} = 0.0521\ F\ C_2H_5OH$$

يوجد مادة واحدة ذائبة في المحلول المائي وهو الايثانول لذالك فان التركيز المولاري نفسة الفورمالي

The only solute species present in significant amount in an aqueous solution of ethanol is $C_2H_5OH$, therefore; $M = F = 0.0521$

(b)

$$F = \frac{wt}{Fwt} \times \frac{1000}{V\ mL} = \frac{\frac{365}{1000}}{176} \times \frac{1000}{20} = 0.104\ F\ \text{(71\% ionized)}$$

**متاين + غير متاين = 100 محلول يحتوي على أيونات وجزيئات محايدة**

**Ionized+ deionized =100**

ذكر في السؤال انه 71% فقط من المادة ionized **متاين** في المحلول ، والباقي نسبة **المادة غير المتأينة هو** 29.0% من المادة المذابة لم تتفكك إلى أيونات.

Here, only 29.0% (100%-71.0%) of the solute exists as undissociated $HIO_3$. Thus, the molar concentration of this species will be

:

$$\frac{29.0}{100} \times 0.104F = 0.0302\ F\ HIO_3\ \text{(29\% deionized)}$$

***Example(19):-***Calculate the analytical and equilibrium molar concentration of the solute species in an aqueous solution that contains 285 mg of trichloroacetic acid, $Cl_3CCOOH$ (Fwt=163.4) in 10.0mL (the acid is **73% ionized** in water). Employing HA as the symbol for $Cl_3CCOOH$, we substitute into equation (law) to obtain the analytical or total concentration of the acid?

**Solution**

$$HA \longrightarrow \mathbf{H^+} + \mathbf{A^-}$$

g= 1000 mg ⇒ $\frac{285}{1000} = \mathbf{0.285\ g}$

$$F = \frac{wt}{M.wt} \times \frac{1000}{V\,mL} = \frac{0.285\ g}{163.4\ (\frac{g}{mol})} \times \frac{1000}{10} = 0.174\ \frac{mmol}{mL}\ (\textbf{HA 73\% Ionized})$$

$$= 0.174\ M$$

**تركيز الحامض HA المتاين هو $0.174\ M$**

**100 = غير متاين + متاين**

**Ionized+ deionized =100**

**100-73=27%**

Because all but 27% of the acid is dissociated into $H^+$ and $A^-$, the species concentration of HA is:

$$[HA]\textbf{deionized} = 0.174 \times \frac{27.0}{100} = 0.047\frac{mmol}{mL}(\textbf{HA 27\% Deionized}) = 0.047M$$

**تركيز الحامض HA غير المتاين هو $0.047\ M$**

The molarity of $H^+$ as well as that of $A^-$ equal to the analytical concentration of the acid minus the species concentration of undissociated acid

**نطرح تركيز الحامض المتاين من غير المتاين حتى نحصل على تركيز الايونات الموجبة والسالبة في المحلول**

$$[H^+] = [A^-] = 0.174 - 0.047 = 0.127\ mmol/mL = 0.127M$$

***Note:*** the analytical concentration of HA is the sum of the species concentration of HA and $A^-$ $C_{HA} = [HA] + [A^-] = [HA] + [H_3O^+] or [H^+]$

| analytical molar concentration | equilibrium molar concentration |
|---|---|
| **التركيز التحليلي $C_{HA}$ تشمل مجموع تركيز الحامض غير المتاين مع تركيز احد الايونات بالمحلول**<br><br>$\mathbf{C_{HA}} = [HA] + [A^-]$<br>او قانون<br>**CHA** $= [HA] + [H_3O^+] or [H^+]$<br><br>$\mathbf{C_{HA}}$ = 0.047+ 0.127=0.174M | **التركيز عند التوازن يشمل**<br><br>1- [HA] deionized=0.047M<br><br>2- [A-] =[H+]=0.127M |

**Exercises:**

1. How many milliliters of concentrated hydrochloric acid, 38% (wt/wt), specific gravity 1.19, are required to prepare 1 L of a 0.1 M solution?

2. Calculate the molarity of each of the following commercial acid or base solutions: (a) 70% HClO4, sp. gr. 1.668, (b) 69% HNO3, sp. gr. 1.409.
3. Calculate the molar concentrations of all the cations and anions in a solution prepared by mixing 10.0 mL each of the following solutions: 0.100 M Mn(NO3)2, 0.100 M KNO3, and 0.100 M K2SO4.
4. A solution containing 10.0 mmol CaCl2 is diluted to 1 L. Calculate the number of grams of CaCl2·2H2O per milliliter of the final solution.
5. Calculate the molarity of each of the following solutions:

(a) 10.0 g $H_2SO_4$ in 250 mL of solution (b) 6.00 g NaOH in 500 mL of solution (c) 25.0 g $AgNO_3$ in 1.00 L of solution

6. Calculate the number of grams in 500 mL of each of the following solutions: (a) 0.250 M $Na_2SO_4$ (b) 0.250 M $Fe(NH_4)_2(SO_4)_2 \cdot 6H_2O$ (c) 0.667 M $Ca(C_2H_3O_2)_2$
7. Calculate the grams of each substance required to prepare the following solutions:

(a) 1.00 L of 0.0275 M $K_2Cr_2O_7$ (b) 500 mL of 0.0500 M $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ (c) 250 mL of 0.100 M KOH

8. How many milliliters of concentrated hydrochloric acid (HCl), 38.0% (wt/wt), specific gravity 1.19, are required to prepare 1 L of a 0.100 M solution?
9. Calculate the number of moles and the mass of the solute in each of the following solutions: (a) 2.00 L of 18.5 M $H_2SO_4$, concentrated sulfuric acid (b) 100.0 mL of 3.8 $\times 10^{-3}$ M NaCN (c) 5.50 L of 13.3 M HCHO, the formaldehyde used to "fix" tissue samples (d) 325 mL of $1.8 \times 10^{-4}$ M $FeSO_4$
10. If 1718 mL of a 0.5356 M $C_6H_5OH$ solution is diluted to a concentration of 0.1222 M, what is the volume of the resulting solution?
11. An analyst wishes to add 256 mg of $Cl^-$ to a reaction mixture. How many mL of 0.217 M $BaCl_2$ is this?

12. The density of concentrated ammonia, which is 28.0% w/w $NH_3$, is 0.899 g/mL. What volume of this reagent should be diluted to 500 mL to make a solution that is 0.036 M in $NH_3$?
13. A city's water supply is fluoridated by adding NaF. The desired concentration of F- is 1.6 ppm. How many mg of NaF should be added per gallon of treated water if the water supply already is 0.2 ppm in $F^-$?
14. How many grams per milliliter of NaCl are contained in a 0.250 M solution?
15.

## Dilution calculation

16. A 12.5 mL portion of a solution is diluted to 500 mL, and its molarity is determined to be 0.125. What is the molarity of the original solution?

17. What volume of 0.50 *M* $H_2$SO4 must be added to 65mL of 0.20 *M* $H_2SO_4$ to give a final solution of 0.35 *M*? Assume volumes are additive.

18. You are required to prepare working standard solutions of $1.00 \times 10^{-5}$, $2.00 \times 10^{-5}$, $5.00 \times 10^{-5}$, and $1.00 \times 10^{-4}$ *M* glucose from a 0.100 *M* stock solution. You have available (100 mL) volumetric flasks and pipets of 1.00-mL, 2.00-mL, 5.00-mL, and 10.00-mL volume. Outline a procedure for preparing the working standards.