

## Units for Expressing Concentration

الوحدات المستعملة للتعبير عن التركيز

**Concentration:** Is a general measurement unit stating the amount of solute present in a known amount of solution.

$$\text{Concentration} = \frac{\text{amount of solute}}{\text{amount of solution}}$$

Although the terms “solute” and “solution” are often associated with liquid samples, they can be extended to gas-phase and solid-phase samples as well. The actual units for reporting concentration depend on how the amounts of solute and solution are measured.

التركيز: هو وحدة قياس عامة تشير إلى كمية المذاب في كمية معروفة من محلول. على الرغم من أن مصطلحات "المذاب" و "المحلول" غالباً ما ترتبط مع العينات السائلة، إلا أنه يمكن أن يشمل النماذج الغازية والصلبة كذلك وان الوحدات الفعلية للتركيز تعتمد على كيفية قياس كميات المذاب والمحلول. يمكن التعبير عن التركيز بأحدى الصيغ الآتية:

### 1- Molarity (M):

المولارية:

It is the number of moles (number of molecular grams) of solute per liter of solution.

تعرف بأنها عدد المولات (عدد الغرامات الجزيئية) من المادة المذابة في لتر من محلول.

$$M = \frac{\text{number of solute moles}}{V (\text{Liter})} = \frac{n}{V (\text{Liter})} \quad \begin{array}{l} \text{المولارية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم محلول باللتر}} \\ \text{وزن المذاب بالغرام} \\ \text{الوزن الجزيئي للمذاب} \end{array}$$

$$\text{Where } n = \frac{wt}{Mwt} \quad \begin{array}{l} \text{عدد مولات المذاب} = \frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{الوزن الجزيئي للمذاب}} \\ \text{المولارية} = \frac{\text{عدد ملي مولات المذاب}}{\text{حجم محلول بالمليتر}} \end{array}$$

$$M = \frac{\text{number of millimoles}}{V (mL)} \quad \begin{array}{l} \text{المولارية} = \frac{\text{عدد ملي مولات المذاب}}{\text{حجم محلول بالمليتر}} \end{array}$$

$$M = \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL}$$

يمثل وزن المذاب بالغرام،  $Mwt$  يمثل الوزن الجزيئي للمذاب،  $VmL$  يمثل حجم محلول بالمليتر.

Units of molarity are: mole/L , mmole/mL

**Ex.** How many grams of AgNO<sub>3</sub> used to prepare 500 mL of 0.125 M solution (Mwt = 169.9 g/mole).

$$M = \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL} \Rightarrow \Rightarrow \quad wt = \frac{M \times wt \times VmL}{1000}$$

$$wt = \frac{M \times wt \times VmL}{1000} = \frac{0.125 \times 169.9 \times 500}{1000} = 10.619 \text{ g}$$

**Ex.** Calculate the molarity (M) of solution result from dissolving 20 g of sodium hydroxide in 2.0 liters of solution (Na = 23, O = 16, H = 1).

We could solve this question in two ways:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{wt}{Mwt} = \frac{20 \text{ g}}{(23+1+16) \text{ g/mole}} = 0.5 \text{ mole}$$

$$M = \frac{n}{V (\text{Liter})} = \frac{0.5}{2} = 0.25 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{or } M &= \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL} \\ &= \frac{20}{40} \times \frac{1000}{2000} = 0.25 \text{ M} \end{aligned}$$

## 2- Normality (N):

العيارية:

It is the number of equivalents of solute per liter of solution.

تعرف بأنها عدد المكافئات الغرامية من المادة المذابة في لتر من محلول.

$$N = \frac{\text{number of solute equivalents}}{V (\text{Liter})} = \frac{\text{no.of eq}}{V (\text{Liter})}$$

النورمالية =  $\frac{\text{عدد المكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{الحجم المحلول باللتر}}$

$$\text{Where no. of eq} = \frac{\text{wt}}{\text{eq.wt}}$$

عدد المكافئات الغرامية =  $\frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{الوزن المكافئ للمذاب}}$

$$N = \frac{\text{number of meq}}{V (mL)}$$

النورمالية =  $\frac{\text{عدد المليكمكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{حجم محلول بالمليلتر}}$

$$N = \frac{wt}{eq.wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

يتمثل وزن المذاب بالغرام،  $M_{wt}$  يمثل الوزن المكافئ الغرامي للمذاب،  $VmL$  يمثل حجم محلول بالمليتر.

Units of molarity are: eq/L , meq/mL

**Ex.** How many grams of sodium carbonate used to prepare 250 mL of 0.20 N solution ( $M_{wt} = 106$  g/mole).

$$\begin{aligned} eq.wt \text{ Na}_2\text{CO}_3 &= \frac{M_{wt}}{\text{no.of cations} \times \text{oxidation number of cations}} \\ &= \frac{106}{2 \times 1} = 53 \text{ g/eq} \end{aligned}$$

$$N = \frac{wt}{eq.wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

$$0.2 = \frac{wt}{53} \times \frac{1000}{250}$$

$$wt = 2.650 \text{ g}$$

**Ex.** Calculate the normality (N) of solution result from dissolving 0.5 g of copper (II) hydroxide in 100 mL of distilled water. ( $Cu = 63.5$ , O = 16, H = 1).

$$\begin{aligned} eq.wt \text{ Cu(OH)}_2 &= \frac{M_{wt}}{\text{no. of ionized hydroxide groups (OH)}} \\ &= \frac{[63.5 + (2 \times 16) + (2 \times 1)]g/mole}{2} = 48.75 \text{ g / eq} \end{aligned}$$

$$N = \frac{wt}{eq.wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

$$N = \frac{0.5}{48.75} \times \frac{1000}{100}$$

$$= 0.103 \text{ N}$$

3- Formality (F):الفورمالية:

It is the number of moles of solute, regardless of chemical form, per liter of solution.

تعرف بأنها عدد مولات المذاب، بغض النظر عن هيئته الكيميائية، في لتر من محلول.

$$F = \frac{\text{number of formula weight}}{V (\text{Liter})} = \frac{\text{no.of fw}}{V (\text{Liter})}$$

$$\text{الفورمالية} = \frac{\text{عدد اوزان الصيغة الغرامية للمذاب}}{\text{حجم محلول باللتر}}$$

$$\text{no. of fw} = \frac{\text{wt}}{\text{g.fw}} \quad \text{وزن المذاب بالغرام} = \frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{وزن الصيغة للمذاب}}$$

$$F = \frac{\text{no.of milliformula weight}}{V (\text{mL})} \quad \text{الفورمالية} = \frac{\text{عدد ملي مولات المذاب}}{\text{حجم محلول بالمليتر}}$$

$$F = \frac{\text{wt}}{\text{g.fw}} \times \frac{1000}{VmL}$$

يتمثل وزن المذاب بالغرام، g.fw يمثل وزن الصيغة للمذاب،  $VmL$  يمثل حجم محلول بالمليتر.

Units of formality are: fw/L , mfw/mL.

4- Molality (m):المولالية:

It is the number of moles of solute per kilogram of solvent.

تعرف بأنها عدد مولات المذاب في كيلوغرام من المذيب.

$$m = \frac{\text{number of solute moles}}{Wt.\text{solvent (Kg)}} \quad \text{المولالية} = \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{وزن المذيب بالكيلوغرام}}$$

$$m = \frac{\text{wt}}{Mwt} \times \frac{1000}{Wt.\text{solvent (g)}}$$

Units of molality are: mole/Kg , mmole/g.

**Ex.** Calculate the molality (m) of solution result from dissolving 5 g of sodium hydroxide in 250 g of distilled water. (Mwt = 40 g/mole).

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{\text{wt}}{\text{Mwt}} = \frac{5 \text{ g}}{40 \text{ g/mole}} = 0.125 \text{ mole}$$

$$m = \frac{\text{number of solute moles}}{\text{Wt. solvent (Kg)}} = \frac{0.125}{0.250} = 0.5 \text{ m}$$

or

$$m = \frac{\text{wt}}{\text{Mwt}} \times \frac{1000}{\text{Wt. solvent (g)}} = \frac{5}{40} \times \frac{1000}{250} \\ = 0.5 \text{ m}$$

### 5- Mole fraction:

### الكسر المولى:

It is the ratio between the number of moles of solute or solvent to the total number of moles of solute and solvent.

يعرف بأنه النسبة بين عدد مولات المذاب او المذيب الى العدد الكلي لمولات المذاب والمذيب.

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2} \quad X_1 + X_2 = 1$$

$X_1$  يمثل الكسر المولى للمذاب،  $X_2$  يمثل الكسر المولى للمذيب،  $n_1$  يمثل عدد مولات المذاب،  $n_2$  يمثل عدد مولات المذيب.

**Ex.** Calculate the mole fraction for A and B in their mixture if the moles of A= 18 and B= 40 moles.

$$X_1 = \frac{18}{18 + 40} = 0.310 \quad X_2 = \frac{40}{18 + 40} = 0.690$$

**6- Percent Concentration:****النسبة المئوية:****A- Weight-to-volume percent ratio****النسبة المئوية الوزنية الحجمية**

It is the number of grams of solute in 100 mL of solution.

هي عدد غرامات المذاب في 100 ملليلتر من محلول.

$$\%W/V = \frac{Wt\ of\ solute}{V\ (mL)\ of\ solution} \times 100 \quad 100 \times \frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{حجم محلول بالملليلتر}} = \%W/V$$

**B- Volume percent ratio****النسبة المئوية الحجمية**

It is the number of milliliters of solute in 100 mL of solution.

هي عدد غرامات المذاب في 100 ملليلتر من محلول (والذي يساوي مجموع حجمي المذاب والمذيب).

$$\%V/V = \frac{V\ (mL)\ of\ solute}{V\ (mL)\ of\ solution} \times 100 \quad 100 \times \frac{\text{حجم المذاب بالملليلتر}}{\text{حجم محلول بالملليلتر}} = \%V/V$$

**C- Weight percent ratio****النسبة المئوية الوزنية**

It is the number of grams of solute in 100 g of solution.

هي عدد غرامات المذاب في 100 غرام من محلول (والذي يساوي مجموع وزني المذاب والمذيب).

$$\%W/W = \frac{Wt\ of\ solute}{Wt\ of\ solution} \times 100 \quad 100 \times \frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{وزن محلول بالغرام}} = \%W/W$$

**Ex.** Calculate the percent ratio for solution result from dissolving 5 g of sodium hydroxide in 0.25 L of distilled water.

$$\begin{aligned}\%W/V &= \frac{Wt\ of\ solute}{V\ (mL)\ of\ solution} \times 100 \\ &= \frac{5}{250} \times 100 \\ &= 2 \%\end{aligned}$$

**Ex.** Calculate the percent ratio for solution result from dissolving 200 mL of methanol in 400 mL of distilled water.

$$\begin{aligned}\%V/V &= \frac{V \text{ (mL) of solute}}{V \text{ (mL) of solution}} \times 100 \\ &= \frac{200}{200+400} \times 100 \\ &= 33.333\%\end{aligned}$$

**Ex.** What is the weight in grams of solute in 800 mL of 15% industrial solution of glucose?

$$\begin{aligned}\%W/W &= \frac{Wt \text{ of solute}}{Wt \text{ of solution}} \times 100 \\ 15 &= \frac{Wt \text{ of solute}}{800} \times 100\end{aligned}$$

$$Wt \text{ of solute} = 120 \text{ g}$$

### 7- Other units:

In IUPAC terminology, parts per billion, parts per million, and parts per thousand are weight ratio concentrations of grams of solute to one billion, one million grams or one thousands of sample, respectively:

**a- Parts per billion (ppb):** جزء لكل بليون:

$$\begin{aligned}ppb &= \frac{Wt \text{ of solute}}{Wt \text{ of solution}} \times 10^9 \\ \text{or } ppb &= \frac{Wt \text{ of solute } (\mu\text{g})}{Volume \text{ of solution } (L)} = \frac{ng}{mL}\end{aligned}$$

**b- Parts per million (ppm):** جزء لكل مليون:

$$\begin{aligned}ppm &= \frac{Wt \text{ of solute}}{Wt \text{ of solution}} \times 10^6 \\ \text{or } ppm &= \frac{Wt \text{ of solute } (mg)}{Volume \text{ of solution } (L)} = \frac{\mu\text{g}}{mL}\end{aligned}$$

c- Parts per thousand (ppt):جزء لكل ألف:

$$\text{ppt} = \frac{\text{Wt of solute}}{\text{Wt of solution}} \times 10^3$$

$$\text{or ppt} = \frac{\text{Wt of solute (g)}}{\text{Volume of solution (L)}} = \frac{mg}{mL}$$

Note:

Gram (g) =  $10^3$  milligram (mg) =  $10^6$  microgram ( $\mu\text{g}$ ) =  $10^9$  nanogram (ng)  
 Liter (L) =  $10^3$  milliliter (mL) =  $10^6$  microliter ( $\mu\text{L}$ ) =  $10^9$  nanoliter (nL)

الأجزاء	سائل في سائل	صلب في سائل	صلب في صلب
ppt	$\text{mL/L} = \mu\text{L/mL}$	$\text{g/L} = \text{mg/mL}$	$\text{g/Kg} = \text{mg/g}$
ppm	$\mu\text{L/L} = \text{nL/mL}$	$\text{mg/L} = \mu\text{g/mL}$	$\text{mg/Kg} = \mu\text{g/g}$
ppb	$\text{nL/L}$	$\mu\text{g/L} = \text{ng/mL}$	$\mu\text{g/Kg} = \text{ng/g}$

8- ايجاد تركيز المحاليل السائلة

من الممكن ايجاد تركيز السوائل من معرفة النسبة المئوية (%) والوزن النوعي لهذه السوائل وذلك باستخدام القوانين التالية:

$$M = \frac{\% \times sp. gr \times 1000}{Mwt}$$

$$N = \frac{\% \times sp. gr \times 1000}{eq. wt}$$

$$F = \frac{\% \times sp. gr \times 1000}{g. fw}$$

Also:

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$F_1 V_1 = F_2 V_2$$

**Note:**

$$\text{Density } (d) = \frac{Wt \ (g)}{V \ mL} \quad (\text{unit: g/mL or Kg/L})$$

$$\text{Specific gravity (sp.gr)} = \frac{\text{density of substance}}{\text{density of water}}$$

(الوزن النوعي خالي من الوحدات)

**Ex.** Calculate the normality of solution result from dilution of 100 mL of 0.25 N nitric acid to 250 mL.

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

$$0.25 \times 100 = N_2 \times 250$$

$$N_2 = 0.1 \text{ N}$$

**Ex.** Prepare 250 mL of 0.1 N solution of sulfuric acid if you know that sp.gr = 1.84, percent ratio = 96 % and Mwt = 98 g/mole.

$$N = \frac{\% \times sp. gr \times 1000}{\text{eq. wt}}$$

$$N = \frac{\left(\frac{96}{100}\right) \times 1.84 \times 1000}{\left(\frac{98}{2}\right)}$$

$$= 36.049 \text{ N}$$

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

$$36.049 \times V_1 = 0.1 \times 250$$

$$V_1 = 0.6935 \text{ mL} \approx 0.69 \text{ mL}$$

Add 0.694 mL of concentrated sulfuric acid in 250 mL volumetric flask (containing a small volume of distilled water) then complete the volume up to the mark with distilled water.

لتحضير المحلول المطلوب نسحب 0.69 مل من محلول الحامض الأصلي ونضعه في قنينة حجمية سعة 250 مل، تحتوي على كمية قليلة من الماء المقطر، ثم نكمل الحجم إلى العلامة بالماء المقطر.

**Ex.** Prepare 500 mL of 0.5 N solution of hydrochloric acid if you know that sp.gr = 1.184, percent ratio = 37 % (H= 1, Cl= 35.5).

### Solved questions

**Q1-** What is the formal concentration of NaCl solution (Mwt 58.5 g/mole) if 0.1753 g of the salt dissolved in sufficient amount of water to give 240 mL of solution?

$$F = \frac{wt}{g.fw} \times \frac{1000}{VmL} = \frac{0.1753}{58.5} \times \frac{1000}{240}$$

$$= 0.0125 F \text{ (mfw/mL)}$$

**Q2-** Calculate the molality (m) of a solution, which is 10 % by weight NaOH (Mwt 40 g/mole), supposing that we take 100 g of solution.

$$100 \text{ g of solution} = 10 \text{ g NaOH} + 90 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{Wt. solvent \text{ (g)}} = \frac{10}{40} \times \frac{1000}{90}$$

$$= 2.778 \text{ m (mmole/g)}$$

**Q3-** Calculate the molarity and normality of a solution containing 10.6 g of sodium carbonate Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (Mwt 106 g/mole) in one liter of aqueous solution?

$$M = \frac{n}{V \text{ (Liter)}} \quad [ n = \frac{wt}{Mwt} = \frac{10.6}{106} = 0.1 \text{ mole} ]$$

$$M = \frac{0.1}{1} = 0.1M \text{ (mole/L)}$$

or

$$M = \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL} = \frac{10.6}{106} \times \frac{1000}{1000}$$

$$= 0.1 \text{ M (mole/L)}$$

$$N = \frac{\text{no.of eq}}{V (\text{Liter})}$$

$$\text{no.of eq} = \frac{\text{wt}}{\text{eq.wt}} = \frac{10.6}{106/(2 \times 1)} = 0.2 \text{ eq}$$

$$N = \frac{0.2}{1} = 0.2 \text{ N (meq/mL)}$$

or

$$N = \frac{wt}{\text{eq.wt}} \times \frac{1000}{VmL}$$

$$N = \frac{10.6}{106/(2 \times 1)} \times \frac{1000}{1000}$$

$$= 0.2 \text{ N (meq/mL)}$$

**Q4-** 16 g of KNO<sub>3</sub> is dissolved in 84 g of water to give 16 % KNO<sub>3</sub> solution. express the concentration in ppm.

$$\text{ppm} = \frac{\text{Wt of solute}}{\text{Wt of solution}} \times 10^6$$

$$= \frac{16 \text{ g}}{84 \text{ g}} \times 10^6 = 0.1905 \times 10^6 \text{ ppm } (\mu\text{g/g})$$

**Q5-** Calculate the number of grams of solute in:

a - 1 L of 0.2 N Ba(OH)<sub>2</sub> solution (Mwt 171 g/mole).

b - 5 L of 0.2 N (NaOH) solution (Mwt 40 g/mole).

**a -**

$$N = \frac{wt}{eq.wt} \times \frac{1000}{VmL} \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow wt = \frac{Nx eq.wt \times VmL}{1000}$$

$$wt = \frac{0.2 \times \left(\frac{171}{2}\right) \times 1000}{1000} = 17.1 \text{ g}$$

**b -**

$$N = \frac{wt}{eq.wt} \times \frac{1000}{VmL} \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow wt = \frac{Nx eq.wt \times VmL}{1000}$$

$$wt = \frac{0.2 \times \left(\frac{40}{1}\right) \times 5000}{1000} = 40 \text{ g}$$

**Q6-** How can you prepare:

a - 250 mL of 0.25 F HCl, if sp.gr of HCl = 1.184 and containing about 37% HCl by weight (Mwt 36.5 g/mole).

b - 250 ml of 0.1M H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, if sp.gr = 1.84 and containing about 96% H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**a -**

$$F = \frac{\% \times sp. gr \times 1000}{g.fw} = \frac{\left(\frac{37}{100}\right) \times 1.184 \times 1000}{36.5}$$

$$= 12.002 \text{ F}$$

$$F_1 V_1 = F_2 V_2$$

$$12.002 \times V_1 = 0.25 \times 250$$

$$V_1 = 5.207 \text{ mL}$$

Add 5.207 mL of concentrated hydrochloric acid in 250 mL volumetric flask (containing a small volume of distilled water) then complete the volume up to the mark with distilled water.

نسحب 5.207 مل من محلول الحامض الاصلی ونضعه في قنينة حجمية سعة 250 مل، تحتوي على كمية قليلة من الماء المقطر، ثم نكمل الحجم الى العلامة بالماء المقطر.

**b -**

$$M = \frac{\% \times sp. gr \times 1000}{Mwt} = \frac{\left(\frac{96}{100}\right) \times 1.84 \times 1000}{98}$$

$$= 18.024 M$$

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$18.024 \times V_1 = 0.1 \times 250$$

$$V_1 = 1.387 \text{ mL}$$

Add 1.387 mL of concentrated sulfuric acid in 250 mL volumetric flask (containing a small volume of distilled water) then complete the volume up to the mark with distilled water.

نسحب 1.387 مل من محلول الحامض الاصلی ونضعه في قنينة حجمية سعة 250 مل، تحتوي على كمية قليلة من الماء المقطر، ثم نكمل الحجم الى العلامة بالماء المقطر.

**Q7-** Calculate the normality (N) of a 500 mL solution containing 20 g of NaOH (Mwt 40 g/mole).

$$N = \frac{wt}{eq. wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

$$= \frac{20}{40} \times \frac{1000}{500}$$

$$= 1 N (\text{meq/mL})$$

**Q8-** Find the molarity of 100 mL of 1.17 % (W/V) NaCl solution (Mwt = 58.5 g/mole).

$$\begin{aligned} M &= \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL} \\ &= \frac{1.17}{58.5} \times \frac{1000}{100} \\ &= 0.2 \text{ M (mmole/mL)} \end{aligned}$$

**Q9-** Calculate the mole fraction of 15 % by weight aqueous sugar solution (15 % w/w C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>) (Mwt C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub> = 180 g/mole, Mwt H<sub>2</sub>O = 18 g/mole).

$$100 \text{ g of solution} = 15 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 85 \text{ g H}_2\text{O}$$

$$n \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = \frac{wt}{Mwt} = \frac{15}{180} = 0.083 \text{ mole}$$

$$n \text{ H}_2\text{O} = \frac{wt}{Mwt} = \frac{85}{18} = 4.722 \text{ mole}$$

$$X_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \quad X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

$$X_1 = \frac{0.083}{0.083 + 4.722} = 0.017 \quad X_2 = \frac{4.722}{0.083 + 4.722} = 0.983$$

$$X_1 + X_2 = 1 \quad \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow \quad 0.017 + 0.983 = 1$$