التحويل من مولارية إلى ppm or ppb والعكس

يتبع مسائل التحضير إمكانية التحويل بين وحدات التركيز ، وبالذات من مولارية إلى ppm والعكس ، وأساس عملية التحويل تعتمد على تعريف ال ppm حيث:

$$ppm = \frac{mg}{1000\ mL}$$

بينما المولارية هي:

$$M = \frac{mmol}{mL}$$

وبمقارنة التعريفين يتبين لنا أن التحويل من ppm إلى مولارية يتضمن تحويل ال mg إلى mmol:

$$ppm = \frac{mg}{1000\ mL}$$

يتم تحويل ال mg إلى ال mmols ، حيث $(\text{mg} = mmol * FW)$:

$$ppm = \frac{mmol * FW}{1000\ mL}$$

$$ppm = (mmols\ in\ 1000\ mL) * FW$$

$$ppm = (1000 * M) * FW$$

لأن $(M = \ mmol\ in\ 1\ mL)$ ، وعليه فإن ال:

$\{ mmols\ in\ 1000\ mL = M * 1000\}$ ، ومنه:

$$\boldsymbol{ppm = M * FW * 1000}$$

$$\boldsymbol{M = \frac{ppm}{FW * 1000}}$$

ومن الممكن التحويل من مولارية إلى ppm باستخدام نفس العلاقة:

Assume a fluoride (AW = 19.0 g/mol) solution that is a 54.66 ppm. Express the concentration as molarity.

$$M = \frac{(\frac{54.66}{19})}{1000} = 0.0029$$

أما التحويل من مولارية إلى ppm فيتبع عكس الخطوات تماماً:

$$M = \frac{mmol}{mL} = \frac{mg}{FW * mL}$$

$$M * FW = \frac{mg}{mL}$$

ومنها ، فإن عدد ال mg لكل mL هو::

$$mg\ in\ 1\ mL = M * FW * 1$$

لكن ال ppm هو عدد ال mg في ال mL 1000 وعليه يكون:

$$mg\ in\ 1000\ mL = M * FW * 1000$$

أو ببساطة:

$$\boldsymbol{ppm = M * FW * 1000}$$

Assume a $3.2*10^{-3}$ M Na^+ solution, express the concentration as ppm Na^+ (AW = 23.0 g/mol).

$$\frac{mg\ Na^+}{mL} = \left(\frac{0.0032*23.0}{mL}\right) = 0.0736\ \frac{mg\ Na^+}{mL}$$

أي أن كل mL يحتوي على 0.0736 mg أو يمكن القول بأن كل 1L يحتوي على73.6 mg أو ppm.

$$ppm = 0.0736 * 1000 = 73.6\ (\frac{mg\ Na^+}{1000mL})$$

أو يمكن الحل ببساطة الحل باستخدام العلاقة المباشرة :

$$\boldsymbol{ppm = M * FW * 1000}$$

$$\boldsymbol{ppm = 0.0032 * 23 * 1000 = 73.6}$$

ومن الممكن أيضاً النظر في حسابات تحضير محلول من أيون معين بحيث يكون تركيزه قيمة معينة من ال ppm ، وذلك باستخدام ملح من أملاح الأيون:

How many mg of Na_2CO_3 (FW = 106 g/mol) are needed to prepare 500 mL of a 10.00 ppm Na^+ (AW = 23.0 g/mol).

في البداية علينا معرفة ال M لمحلول ال Na^+ ، ومن ثم يتم تحويل ال M للصوديوم إلى M من المادة المراد استخدامها في التحضير ، وفي حالتنا هذه فالمادة هي Na_2CO_3 ، وبعدها يتم إيجاد الوزنة:

وزنة ال Na^+ في ال 500 mL هي 5.00 mg ، لذلك:

$$M_{Na+} = \frac{5.00/23.0}{500\ mL} = 4.35*10^{-4}\ \frac{mmol}{mL}$$

$Na_2CO_3 \rightarrow \mathbf{2\ Na^+}$

من الواضح في المعادلة أعلاه أن عدد مولات الصوديوم ضعف عدد مولات ال Na_2CO_3 ، مما يعني أن تركيز الصوديوم ضعف تركيز ال Na_2CO_3 .

$$\mathbf{M_{Na2CO3} = \frac{4.35*10^{-4}}{2} = 2.17*10^{-4}}$$

والآن أصبحت المسألة كيف نحسب وزنة ال Na_2CO_3 في محلول حجمه 500 mL وتركيزه $2.17*10^{-4}$ M ، **وهي مسألة سهلة ، حيث نوجد ال mmol Na_2CO_3** ومن ثم نضرب ال mmol بال FW لنحصل على الوزنة المطلوبة ، أو نفعل ذلك باستخدام العلاقة المباشرة:

$$\frac{mg\ Na_2CO_3}{FW} = \text{Molarity} * \text{Volume (mL)}$$

$$\frac{mg\ Na_2CO_3}{106} = 2.17 * 10^{-4} * 500$$

mg Na_2CO_3 = 11.53

ومن الممكن النظر في حل المسألة بفلسفة مختلفة قليلاً ، وذلك بحساب ال mmol Na^+ ، ومن ثم حساب ال mmol Na_2CO_3 ، وبعدها حساب الوزنة المطلوبة ، كالتالي:

$$ppm = M_{Na^+} * FW * 1000$$

$$10.00 = M_{Na^+} * 23 * 1000$$

$$M_{Na^+} = 4.35 * 10^{-4}$$

$$\text{mmol } Na^+ = 4.35 * 10^{-4} * 500 = 0.2175$$

$$\text{mmol } Na_2CO_3 = 1/2 \text{ mmol } Na^+ = 0.10875$$

$$\text{mg } Na_2CO_3 = 0.10875 * 106 = 11.53 \text{ mg}$$

Example 2.3

The maximum permissible concentration of chloride in a municipal drinking water supply is 2.50×10^2 ppm Cl^-. When the supply of water exceeds this limit it often has a distinctive salty taste. What is the equivalent molar concentration of Cl^-?

SOLUTION

$$\frac{2.50 \times 10^2 \text{ mg } Cl^-}{\text{L}} \times \frac{1 \text{ g}}{1000 \text{ mg}} \times \frac{1 \text{ mol } Cl^-}{35.453 \text{ g } Cl^-} = 7.05 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Practice Exercise 2.2

Which solution—0.50 M NaCl or 0.25 M $SrCl_2$—has the larger concentration when expressed in μg/mL?

Example 2.10

A sample of an ore was analyzed for Cu^{2+} as follows. A 1.25 gram sample of the ore was dissolved in acid and diluted to volume in a 250-mL volumetric flask. A 20 mL portion of the resulting solution was transferred by pipet to a 50-mL volumetric flask and diluted to volume. An analysis of this solution gave the concentration of Cu^{2+} as 4.62 μg/L. What is the weight percent of Cu in the original ore?

Solution

Substituting known volumes (with significant figures appropriate for pipets and volumetric flasks) into equation 2.2

$$(\ \text{g/L Cu}^{2+})_o \times 20.00\ \text{mL} = 4.62\ \ \text{g/L Cu}^{2+} \times 50.00\ \text{mL}$$

and solving for $(\mu\text{g/L Cu}^{2+})_o$ gives the original solution concentration as 11.55 μg/L Cu^{2+}. To calculate the grams of Cu^{2+} we multiply this concentration by the total volume

$$\frac{11.55\ \ \text{g Cu}^{2+}}{\text{mL}} \times 250.0\ \text{mL} \times \frac{1\ \text{g}}{10^6\ \ \text{g}} = 2.888 \times 10^{-3}\ \ \text{g Cu}^{2+}$$

The weight percent Cu is

$$\frac{2.888 \times 10^{-3}\ \ \text{g Cu}^{2+}}{1.25\ \text{g sample}} \times 100 = 0.231\%\ \text{w/w Cu}^{2+}$$