الكلية	التربية للبنات
القسم	الكيمياء
المادة باللغة الانجليزية	Analytical chemistry
المادة باللغة العربية	الكيمياء التحليلية
المرحلة الدراسية	الرابعة
اسم التدريسي	نور فخري محمد
عنوان المحاضرة باللغة الانجليزية	Expressing concentrations
عنوان المحاضرة باللغة العربية	التعبير عن التراكيز
رقم المحاضرة	10
المصادر والمراجع	
	كتاب سكوج

محتوى المحاضرة

UNIVERSITY OF ANBAR

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

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