جامعة المثنى كلية العلوم قسم الكيمياء

الكيمياء التحليلية

للمرحلة الاولى

2015

اعداد م.م. حيدر شنشول محمد

المحاضرة الثالثة

تراكيز الأيونات: Concentration of ions

نستطيع حساب تراكيز الأيونات الناتجة من تفكك مادة صلبة من تركيز نفس هذه المادة. (العلاقة بين تراكيز الأيونات في المعادلة الموزونة هي نفسها العلاقة بين أعداد المولات لنفس المواد، لأن عملية التفكك تحدث في نفس الحجم).

Example:

a) $NaCl_{(aq)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$

0.1 M 0.1 M 0.1 M

b) $Co(NO_3)_{2(aq)} \rightarrow Co^{+2}_{(aq)} + 2NO_3^{-1}$

0.5 M 0.5 M $2 \times 0.5 = 1.0$ M

c) $Fe(ClO_4)_{3(aq)} \rightarrow Fe^{+3}_{(aq)} + 3ClO^{-}_{4(aq)}$

1M 1M $3 \times 1 = 3$ M

❖ **عزيزي الطالب:**

عليك التمييز بين مصطلحين هامين وهما:

1. التركيز المولاري التحليلي

(Analytical Molar Concentration) (C_A)

هو التركيز المولاري (Molarity) للمذاب وذلك من خلال حساب عدد مولاته (n) من كتلته (m) والكتلة المولارية (Mw) وقسمة عدد المولات على الحجم باللتر (V) حسب القانون التالي:

$$M = \frac{n}{V}$$

وهو ما مرّ معنا سابقاً بغض النظر عن ما قد يحصل للمذاب (Solute) من تفكك (Dissociation) أو تجمع (Association) داخل المحلول.

The total number of moles of a solute regardless of its chemical state in 1L of solution.

2. مولارية الإتزان (Equilibrium Molarity) [A]

تمثل التركيز الفعلي (الحقيقي) لمادة معينة عند حدوث الإتزان داخل المحلول.

The molar concentration of a particular species in a solution.

Example:

Calculate the analytical and equilibrium molar concentration of the solute species in an aqueous solution that contains 285 mg of trichloroacetic acid, Cl3CCOOH (163.4 g/mol), in 10.0 mL (the acid is 73% ionized in water?

احسب التركيز المولاري التحليلي ومولارية الإتزان لمذاب في محلول مائي يحتوي على (285 mg) من حمض (CH_3COOH) " Mw=163.4 g/mol في 10.0 ml "هذا الحمض يتفكك (يتأين) بنسبة 73% في الماء"؟

Solution:

سوف نرمز للحمض المعطى بالسؤال بالرمز (HA)

1) التركيز المولاري التحليلي (analytical molar con.) (C_{HA})

m = 285 mg = 0.285 g.

Mw = 163.4 g/mol

V = 10 ml = 0.01 L

$$\Rightarrow n = \frac{m}{Mw} = \frac{0.285}{163.4} = 1.74 \times 10^{-3} \text{ moi}$$

$$M = \frac{n}{V}$$

$$M = \frac{1.74 \times 10^{-3}}{0.01} = 0.174 \text{ M}$$

2) مولارية الإتزان (Equilibrium Molarity)

كما نتذكر فإن الحمض الضعيف يتفكك حسب المعادلة التالية:

$$HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$$

وبما أن ما تفكك من هذا الحمض هو 73% فإن ما تبقى منه هو (100% - 73% = 27%)

الحمض

$$\Rightarrow [HA] = \frac{27}{100} \times C_{HA}$$

$$[HA] = \frac{27}{100} \times 0.174 = 0.047 \text{ M}$$

والأيونات الناتجة من التفكك "H^+, A^-" فكل منهما يتملك التركيز التالي:

$$[H^+] = [A^-] = \frac{73}{100} \times 0.174 = 0.127 \text{ M}$$

Example:

Describe the preparation of 2.00 L of 0.108 M $BaCl_2$ from $BaCl_2.2H_2O$ (244.3 g/mol)

صف طريقة تحضير محلول بحجم (2 L) وتركيز (0.108 M) من مركب $BaCl_2$ والناتج من مركب $BaCl_2.2H_2O$ (Mw=244.3 g/mol)؟

Solution:

$$n_{BaCl_2} = M \times v$$

$$n_{BaCl_2} = 0.108 \times 2 = 0.216 \ \ mol$$

المصدر الوحيد لـ $Bacl_2$ هو تفكك $Bacl_2.2H_2O$ حسب المعادلة التالية:

$$BaCl_2.2H_2O \longrightarrow BaCl_2 + 2H_2O$$

ومن خلال هذه المعادلة فإن

$$n_{BaCl_2} = n_{BaCl_2.2H_2O} = 0.216 \ \ mol$$

$$\Rightarrow m_{BaCl_2.2H_2O} = n \times Mw$$

$$= 0.216 \times 244.3 = 52.77g$$

Example:

Describe the preparation of 500 mL of 0.0740 M Cl^- solution from solid $BaCl_2.2H_2O$ (244.3 g/mol)

صف تحضير محلول بحجم (500 ml) وتركيز (0.0740 M) لأيون (Cl^-) من مركب $BaCl_2.2H_2O$ "Mw=244.3 g/mol"

Solution:

$v = 500\ ml = 0.5\ L$ (بالقسمة على 10^3)

$\Rightarrow n_{Cl^-} = M \times v$

$n_{Cl^-} = 0.074 \times 0.5 = 0.037\ mol$

مصدر (Cl^-) الوحيد هو ($BaCl_2.2H_2O$) كما هو مذكور بالسؤال حسب المعادلة التالية:

$$BaCl_2.2H_2O \longrightarrow Ba^{+2} + 2Cl^- + 2H_2O$$

*)حفظ المعادلة ليس بالضرورة ، لكن يجب أن تركز على أن كل جزيء من $BaCl_2.2H_2O$ يحتوي على ذرتي (Cl).

$$2\ mol\ of\ Cl^- \longrightarrow 1\ mol\ of\ BaCl_2.2H_2O$$

$$0.037\ mol\ of\ Cl^- \longrightarrow X\ mol\ of\ BaCl_2.2H_2O$$

$$\Rightarrow n_{BaCl_2.2H_2O} = 0.0185\ mol$$

$$\Rightarrow n_{BaCl_2.2H_2O} = n \times Mw$$

$$= 0.0185 \times 244.3 = 4.52\ g$$

Solution Composition — تركيب المحلول

Solution	=	Solute	+	Solvent
المحلول		مذاب		مذيب

توجد عدة طرق للتعبير عن التراكيز (concentrations) داخل المحاليل وهي كالتالي.

1) mass percent = $\frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solution}} \times 100\%$

وزن المذاب — وزن المحلول

وتذكر بأن

Mass of solution = mass of solute + mass of solvent

(وزن المحلول) (وزن المذاب) (وزن المذيب)

2) mole fraction of A = $\frac{\text{moles of A}}{\text{total no. of moles}}$

النسبة المولية لـ A — عدد مولات A — عدد المولات الكلية

$$X_A = \frac{n_A}{n_{Total}}$$

X_A = unit less بدون وحدات

3. Molarity = $\frac{\text{moles of solute}}{\text{volume of solution (L)}}$

$$M = \frac{n}{v}$$

Unit of Molarity = mol/L or M

(وحدة المولارية)

تعني مولار molar

4. $\text{Molality} = \dfrac{\text{moles of solute}}{\text{mass of solvent (kg)}}$

المولالية

Unit of molality = mol/Kg or m

تعني مولال molal

5. Normality $= f \times M$ (unit = N)

(تعني نورمال Normal)

M = Molarity (mol / L)

f = no. of equivalent (1 , 2 , 3 , ...)

ونستطيع تحديده من خلال نوع المركب أو التفاعل.

1) في الحموض والقواعد يكون (f) مساوياً لعدد (H^+ أو OH^-)

Example:

$$\underline{f}\ \ \underline{M}$$

$0.2\ M\ H_2SO_4 \Rightarrow N = 2 \times 0.2 = 0.4\ N$

$0.1\ M\ Al(OH)_3 \Rightarrow N = 3 \times 0.1 = 0.3\ N$

$0.3\ M\ HCl \Rightarrow N = 1 \times 0.3 = 0.3\ N$

2) في حال تفاعلات التأكسد والاختزال " Oxidation – Reduction Reaction".

يكون (f) مساوياً لعدد الإلكترونات المكتسبة أو المفقودة.

Example:

$$MnO_4 + 5e^- + 8H^+ \longrightarrow Mn^{+2} + 4H_2O$$

$0.6\ M$

$$\underline{f}\ \ \underline{M}$$

$\Rightarrow N = 5 \times 0.6 = 3\ N$

Example:

A solution is prepared by mixing 1.00 g ethanol (C_2H_5OH) with 100.0 g water to give a final volume of 101 ml. Calculate the molarity, mass percent mole fraction and molality of ethanol on this solution.

محلول حضر بخلط (1g) من الإيثانول (C_2H_5OH) مع 100.0 g من الماء ليعطي محلول بحجم نهائي يساوي 101 ml، إحسب المولارية والنسبة الكتلية والنسبة المولية والمولالية للإيثانول في هذا المحلول.

Solution:

$m_{C_2H_5OH} = 1.00\ g$ $\qquad Mw_{C_2H_5OH} = 46.07\ g/mol$

من الجدول الدوري

$m_{H_2O} = 100.0\ g$ $\qquad Mw_{H_2O} = 18\ g/mol$

$V_{solution} = 101\ ml = 0.101\ L$

1) $M = \dfrac{n_{C_2H_5OH}}{v}$

$$n = \frac{m}{M_w} = \frac{1}{46.07} = 2.17\times10^{-2}\ \text{mole}$$

$$\Rightarrow M = \frac{2.17\times10^{-2}}{0.101} = 0.215\ M$$

2) mass percent $= \dfrac{m_{C_2H_5OH}}{m_{C_2H_5OH} + m_{H_2O}} \times 100\%$

$$= \frac{1}{1+100} \times 100\% = 0.99\%$$

3) mole fraction $= X_{C_2H_5OH} = \dfrac{n_{C_2H_5OH}}{n_{C_2H_5OH} + n_{H_2O}}$

$$n_{H_2O} = \frac{m}{M_w} = \frac{100}{18} = 5.56\ \text{mol}$$

$$\Rightarrow X = \frac{2.17\times10^{-2}}{(2.17\times10^{-2}) + 5.56} = 3.89\times10^{-3}$$

4) molality $= \dfrac{n_{C_2H_5OH}}{\text{mass of solvent (kg)}}$

$$m_{H_2O} = 100\ g = 0.1\ kg$$

$$m = \frac{2.17 \times 10^{-2}}{0.1} = 0.217\ \ m$$

❋ أكثر الأسئلة على هذا الموضوع هي عملية التحويل من نوع وحدات للآخر .

وفي عملية التحويل يجب تبسيط معطيات السؤال بالطريقة التالية:

$\frac{0.21 \text{ mol of NaCl}}{1 \text{ L (solution)}}$ ← تعني 0.21 M of NaCl

$\frac{35 \text{ g of HCl}}{100 \text{ g solution}}$ ← تعني 35% HCl in water

$\frac{2.6 \text{ mol of NaOH}}{1 \text{ kg of water}}$ ← تعني 2.6 m NaOH

$\frac{0.6 \text{ mol of KCl}}{1 \text{total no. of moles}}$ ← تعني 0.6 mole fraction of KCl

Example:

3.75 M sulfuric acid solution that has a density of 1.23 g/ml. Calculate the mass percent, molality and Normality of the sulfuric acid.

محلول حمض الكبريتيك بتركيز 3.75 M ويمتلك كثافة تساوي 1.23 g/ml. احسب النسبة الكتلية والمولالية والنورمالية لحمض الكبريتيك .

Solution:

$\frac{3.75 \text{ mol } H_2SO_4}{1 \text{ L of solution}}$ ← تعني $3.75 \text{ M } H_2SO_4$

$\Rightarrow n_{H_2SO_4} = 3.75 \text{ mol}$ $\quad V = 1 \text{ L} = 1000 \text{ ml}$

$$\Rightarrow m_{H_2SO_4} = n \times Mw = 3.75 \times 98.1 = 367.87 g$$

من الجدول الدوري

$$\Rightarrow m_{solution} = d \times v = 1.23 \times 1000 = 1230\ g$$

$$\Rightarrow m_{H_2O} = m_{solution} - m_{H_2SO_4} = 1230 - 367.87 = 862.13\ g$$
$$= 0.862\ kg$$

$$\Rightarrow n_{H_2O} = \frac{m}{M_w} = \frac{862.13}{18} = 47.9\ mol$$

أوجدنا كل ما نحتاجه والآن نبدأ بالتعويض فقط.

1) mass Percent $= \frac{m_{H_2So_4}}{m_{solution}} \times 100\ \%$

$$= \frac{367.87}{1230} \times 100\ \% = 29.9\%$$

2) Molality $= \frac{n_{H_2So_4}}{M_{H_2O}} = \frac{3.75}{0.862} = 4.35\ m$

3) $N = f \times M$

$$= 2 \times 3.75 = 7.5\ N$$

Example:

Solution consists of 34% of NaOH that has a density of 0.98 g/ml, calculate Molarity, Molality, mole fraction and Normality ?

محلول يتكون من NaOH %34 يمتلك كثافة مقدارها 0.98 g/ml احسب المولارية والمولالية والنسبة المولية والنورمالية ؟

❖ جزء من المليون (Part Per million (ppm))

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

$$ppm = 10^6 \text{ x } \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}}$$

ونستطيع التعبير عنه بقانون أكثر سهولة وأيسر على الفهم

$$ppm = \frac{\text{mass of solute (mg)}}{\text{Volume of solution (L)}}$$

حفظ

$$ppm = \frac{\text{كتلة المذاب بوحدة (مغم)}}{\text{حجم المحلول بوحدة (لتر)}}$$

وتستخدم هذه الوحدة للتعبير عن التراكيز المنخفضة، واستعمالها شائع.

❖ جزء من البليون (Part Per billion (ppb))

$$ppb = \frac{\text{mass of solute}}{\text{mass of solution}} \times 10^9$$

$$ppb = 10^9 \text{ x } \frac{\text{كتلة المذاب}}{\text{كتلة المحلول}}$$

ويكون استخدام هذه الوحدة أقل من استخدام (ppm) بكثير لذلك لن نركز عليها كثيراً.

Example:

What is the molarity of K^+ in a solution that contains 63.3 ppm of $K_3Fe(CN)_6$ (329.3 g/mol)?

ما هي مولارية (K^+) في محلول يحتوي على (63.3 PPm) من مركب $K_3Fe(CN)_6$ (Mw=329.3 g/mol)؟

Solution:

نستطيع معرفة مولارية K^+ من مولارية $K_3Fe(CN)_6$ مباشرة لذلك يجب تحويل وحدة تركيز $K_3Fe(CN)_6$ من (ppm إلى M) (لأننا نتعامل في المعادلة الموزونة مع المولارية (M) فقط).

$$63.3\,\text{ppm} \xrightarrow{\text{تعني}} \frac{63.3\,\text{mg of } K_3Fe(CN)_6}{1\,\text{L of solution}}$$

$$\Rightarrow m_{K3Fe(CN)6} = 63.3\ \text{mg} = 0.0633\ \text{g} \qquad (\text{بالقسمة على } 10^3)$$

$$V = 1\ \text{L}$$

$$\Rightarrow n_{K_3Fe(CN)_6} = \frac{m}{Mw}$$

$$= \frac{0.0633}{329.3} = 1.922\times10^{-4}\ \text{mol}$$

$$\Rightarrow M_{K_3Fe(CN)_6} = \frac{n}{V}$$

$$= \frac{1.922\times10^{-4}}{1} = 1.922\times10^{-4}\ \text{M}$$

نلاحظ أن كل جزئ من $K_3Fe(CN)_6$ يحتوي على ثلاث أيونات من K^+

$$1\,\text{M}\ K_3Fe(CN)_6 \longrightarrow 3\,\text{M}\ K^+$$
$$1.922\times10^{-4}\ \text{M} \longrightarrow X\,\text{M}\ K^+$$

$$\Rightarrow M_{K^+} = 5.77\times10^{-4}\ \text{M}$$

The (P) Functions — اقتران الـ P

$$Px = -\log x$$

نستخدم (P-function) لتسهيل التعامل مع الأرقام.

مثلاً: استيعاب وفهم (4) أسهل بكثير من (1×10^{-4}).

1) $PH = -\log [H^+]$
2) $POH = -\log [OH^-]$

مهم

Example:

Calculate the p-value for each ion in a solution that is 2.00 x 10^{-3} M in NaCl and 5.4 x 10^{-4} M in HCl.

احسب قيمة (P) لكل أيون في محلول يتكون من NaCl بتركيز مقداره (2.00 x 10^{-3} M) و HCl بتركيز مقداره (5.4 x 10^{-4} M)؟

Solution:

كلا من المركبين يتفكك بشكل كلي (complete dissociating) لأن:

NaCl = salt ملح

HCl = strong acid حمض قوي

ويتفككان حسب المعادلتين التاليتين:

$$NaCl_{(s)} \longrightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$2 \times 10^{-3}\ M \quad 2 \times 10^{-3}\ M$$

$$HCl \longrightarrow H^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$$

$$5.4 \times 10^{-4}\ M \quad 5.4 \times 10^{-4}\ M$$

كما مر معنا سابقاً فإننا نستطيع إيجاد تراكيز الأيونات (Na^{+}, Cl^{-}, H^{+}) مباشرة من تراكيز المواد المتفككة (NaCl, HCl).

❖ نلاحظ أيضاً وجود مصدرين لأيون (Cl^-)

$$\Rightarrow C_{Cl^-} = (2 \times 10^{-3}) + (5.4 \times 10^{-4}) = 2.54 \times 10^{-3}\ M$$
$$\Rightarrow PCl = -\log (2.54 \times 10^{-3}) = 2.6$$

$$P_{Na} = -\log C_{Na^+} = -\log (2x\ 10^{-3}) = 2.7$$
$$PH = -\log C_{H^+} = -\log (5.4 \times 10^{-4}) = 3.27$$

ملاحظة هامة:

من الخطأ عزيزي الطالب حساب P_{Cl} لكل معادلة على حدة ثم جمع الناتج، لذلك يجب جمع التراكيز ثم حساب (P) للناتج.

ولإيجاد قيمة (X) من (PX) نستخدم القانون التالي:

على الحاسبة=Shift log
$X = \text{anti log} - PX = 10^{-px}$

Example:

Calculate the molar concentration of Ag+ in a solution that has pAg of 6.372.

احسب التركيز المولاري لأيون Ag^+ في محلول يمتلك (pAg =6.372)؟

Solution:

$$[Ag^+] = \text{anti log} - P_{Ag}$$
$$= \text{anti log} - 6.372 = 10^{-6.372}$$
$$= 4.25 \times 10^{-7}$$