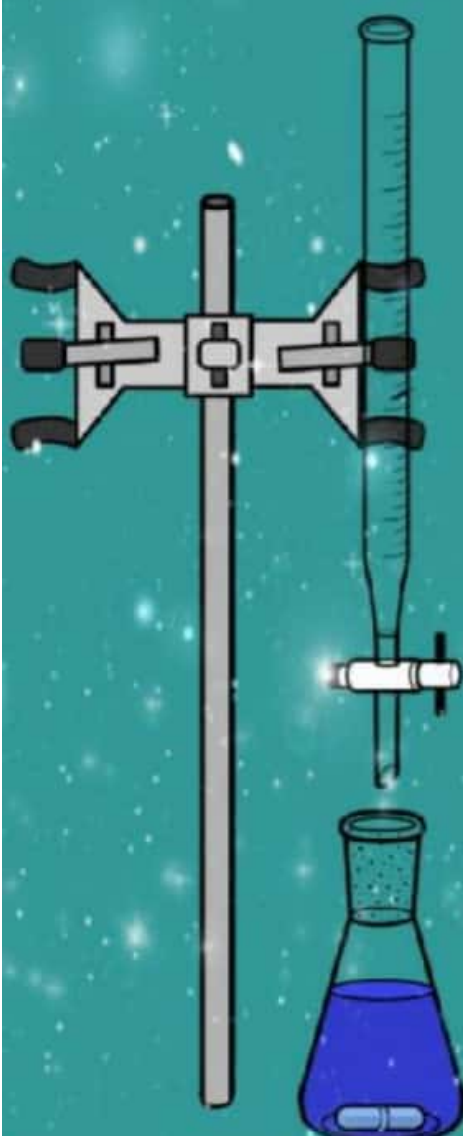


fundamentals of Analytical chemistry

أساسيات الكيمياء التحليلية



Created by :
Obada Khaled Sakhrieh

Analytical chemistry

Chapter 3 :

Calculations Used in Analytical Chemistry

Created by :
Obada Khaled Sakhrich

* Chapter 3 :-

Calculations Used in Analytical chemistry

* S.I units

	physical property	unit
①	mass	Kg
②	length	m
③	time	sec
④	temperature	K
⑤	ammount of substance	mole

* The mole $\therefore$ the amount of substance contained in Avogadro's number (6.023×10^{23}) species of that substance

↓
atoms or molecules

* التعريف الأول للعولة - هو عدد أتوجادرو من (الذرات/الجزيئات) (6.023×10^{23})

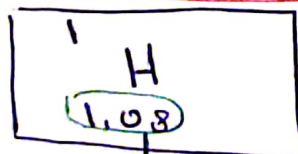
Mole $\rightarrow 6,023 \times 10^{23}$ (atoms/molecules)

*
$$n = \frac{\text{mass (g)}}{\text{molar mass (g/mol)}}$$

Number of moles

* التعريف الثاني للعولة - المول يحتوي على ال (molar mass) توضيح - المول الواحد من أي ذرة وزنه يساوي ال (molar mass) لهذه الذرة

Mole = molar mass



mass of single (H) atom (amu)
بوحدة

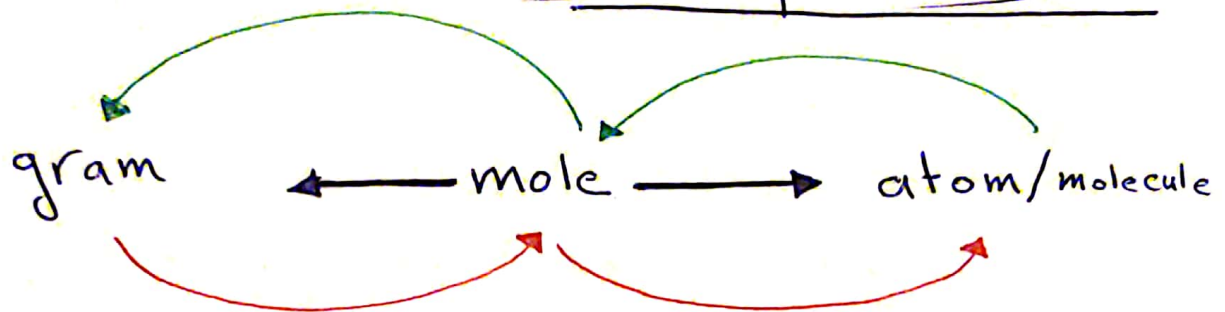
توضيح - هاض وزن ذرة هيدروجين واحدة بوحدة (amu)

mass of 1 mole of (H) atoms $\rightarrow$ (g)
بوحدة

توضيح - هاض وزن (6.023×10^{23}) ذرة هيدروجين بوحدة (g)

* التحويل *

* الأسلوب العام للتحويل :-



* ملاحظة :- في الامتحان نادراً ما يطلب التحويل لـ (molecule/atoms) بس من الجيد أن نعرف 😊

* Examples :-

① How many atoms of (Na) are contained in 0.5 mole (Na) ?

Sol:

$$0.5 \text{ mole Na} \times \frac{6.023 \times 10^{23}}{1 \text{ mole Na}} = 3.0115 \times 10^{23} \text{ atoms (Na)}$$

② How many moles of (H₂O) for 1 molecule (H₂O)?

Sol:

$$1 \text{ molecule H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mole H}_2\text{O}}{6.023 \times 10^{23} \text{ molecule H}_2\text{O}} = 0.1660 \times 10^{-23} \text{ mole H}_2\text{O}$$

③ How many grams of (Au) in (0.1) mole (Au)?
(M.M Au = 197)

Sol:

$$0.1 \text{ mole Au} \times \frac{197 \text{ g Au}}{1 \text{ mole Au}} = 19.7 \text{ g Au}$$

④ How many moles of carbon in (5g) carbon?
(m.m of carbon = 12 g/mol)

Sol:

$$5 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mole C}}{12 \text{ g C}} = \boxed{0.42 \text{ mole C}}$$

⑤ How many atoms of (C) are contained in (5g)(C)?
(m.m of carbon = 12 g/mol)

Sol:

$$5 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mole C}}{12 \text{ g C}} \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ atoms (C)}}{1 \text{ mole C}} \\ = \boxed{2.5 \times 10^{23} \text{ atoms of (C)}}$$

⑥ How many atoms of Oxygen are contained in 5g H₂O?
(m.m of : (O = 16 / H = 1) g/mol)

Sol:

$$5 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mole H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \times \frac{6.023 \times 10^{23} \text{ molecule H}_2\text{O}}{1 \text{ mole H}_2\text{O}} \times \frac{1 \text{ atom O}}{1 \text{ molecule H}_2\text{O}} \\ = \boxed{1.67 \times 10^{23} \text{ atom O}}$$

الخلاصة:

الأمثلة ① + ② ← استخدمنا التعريف الأول
الأمثلة ③ + ④ ← استخدمنا التعريف الثاني
الأمثلة ⑤ + ⑥ ← استخدمنا التعريف الأول والثاني

* Determine the mass of Na^+
 (22.99 g/mol) in (25.0 g) Na_2SO_4
 (142.0 g/mol) ?

Sol:

$$25.0 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mole } \text{Na}^+}{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{SO}_4} \times \frac{22.99 \text{ g } \text{Na}^+}{1 \text{ mole } \text{Na}^+} = \boxed{8.095 \text{ g } \text{Na}^+}$$

هذه النسبة من
 داخل المركب نفسه

* Determine the mass of SO_4^{-2}
 (96.06 g/mol) in (25.0 g) Na_2SO_4
 (142.0 g/mol) ?

Sol:

$$25.0 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mole } \text{SO}_4^{-2}}{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{SO}_4} \times \frac{96.06 \text{ g } \text{SO}_4^{-2}}{1 \text{ mole } \text{SO}_4^{-2}} = \boxed{16.91 \text{ g } \text{SO}_4^{-2}}$$

S.I units

mega	M	1×10^6
Kilo	K	1×10^3
milli	m	1×10^{-3}
micro	μ	1×10^{-6}
nano	n	1×10^{-9}
pico	p	1×10^{-12}

* ربح نستخدم الوحدات السابقة في طريقة التحويل
(Conversion Factor) أو

Examples

* Determine ① number of (moles) and

② (m moles) of (2.0 g) of benzoic acid (m.m = 122.1 g/mol) ?

milli moles

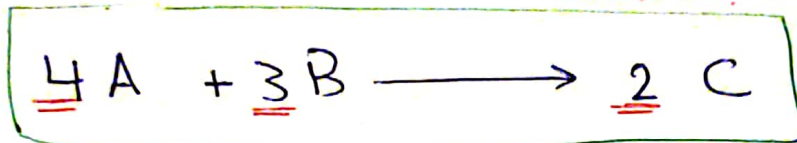
solⁿ

$$\textcircled{1} 2.0 \text{ g benzoic acid} \times \frac{1 \text{ mole benzoic acid}}{122.1 \text{ g benzoic acid}} = \boxed{0.0164 \text{ mole}}$$

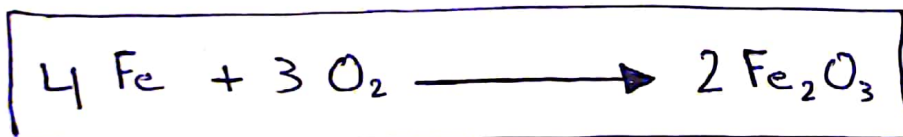
$$\rightarrow \textcircled{2} * \frac{10^3 \text{ mmole}}{1 \text{ mole benzoic acid}} = \boxed{16.4 \text{ mmole}}$$

* التحويل باستخدام المعادلات *

* عند استخدام المعادلات نستخدم النسبة بين عدد المولات للمفاعلات والنواتج .
 أي :- التحويل من مفاعل إلى مفاعل أو من مفاعل إلى ناتج
 نستخدم النسبة بين عدد المولات في المعادلة



Ex: How many grams of Fe_2O_3 are produced when 192 g O_2 reacted ?



(m.m : $O = 16$ / $Fe = 56$)

Sol:

أولاً :- نلاحظ أننا نريد التحويل من مفاعل إلى ناتج لذلك يجب استخدام النسبة بين مولات O_2 ومولات (Fe_2O_3)

فنستخدم أولاً تحويل غرامات O_2 إلى مولات

ثم ثانياً نستخدم النسبة الموجودة في المعادلة
 ثم ثالثاً وبعد إيجاد مولات (Fe_2O_3) نحول مولات (Fe_2O_3) إلى غرامات

$$192 \cancel{g O_2} \times \frac{1 \cancel{mole O_2}}{32 \cancel{g O_2}} \times \frac{2 \cancel{mole Fe_2O_3}}{3 \cancel{mole O_2}} \times \frac{160 \cancel{g Fe_2O_3}}{1 \cancel{mole Fe_2O_3}}$$

$$= \boxed{640 \text{ g } Fe_2O_3}$$

هذه النسبة

من المعادلة

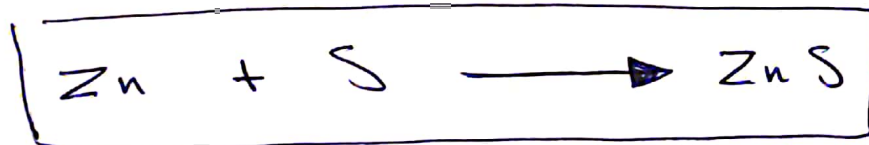
* حالة خاصة عند استخدام المعادلات :-

هي عندما يعطيان كميات من كلا المتفاعلين
عندها يجب معرفة الـ (limiting reagent) ←

* limiting reagent :-

A reactant that consumed completely
and limit the product

Ex:- 12 g (Zn) react with 6.5 g (S), according
to the following reaction, How many grams
of ZnS will produce :-



(m.m.s Zn = 65.4 / S = 32) g/mol

Sol:-

$$\textcircled{1} \quad 12 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mole Zn}}{65.4 \text{ g Zn}} = 0.1835 \text{ mole Zn}$$

$$\textcircled{2} \quad 6.5 \text{ g S} \times \frac{1 \text{ mole S}}{32 \text{ g S}} = 0.2031 \text{ mole S}$$

* بما أن النسبة بين المتفاعلات في المعادلة (1:1) فإن الذي
له عدد مولات أقل هو الـ (limiting reagent)

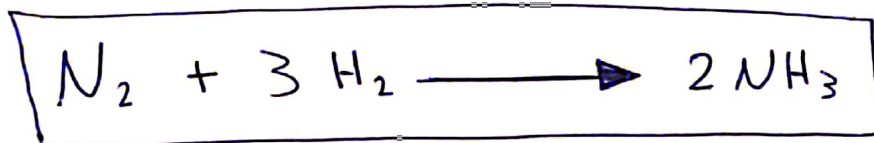
تكلة
←

limiting
reagent

* في هذا المثال ← Zn

$$\begin{aligned}
 & \times 0.1835 \text{ mole } \cancel{\text{Zn}} \times \frac{1 \text{ mole } \cancel{\text{ZnS}}}{1 \text{ mole } \cancel{\text{Zn}}} \times \frac{97.4 \text{ g } \text{ZnS}}{1 \text{ mole } \cancel{\text{ZnS}}} \\
 & = \boxed{17.86 \text{ g } \text{ZnS}}
 \end{aligned}$$

* Calculate the mass of NH_3 (m.m = 17 g/mol) produced when 5.6 g N_2 (m.m = 28 g/mol) are reacted with 1.5 g H_2 (m.m = 2 g/mol) according to the reaction :-



Sol:

$$\textcircled{1} \quad 5.6 \text{ g } \cancel{\text{N}_2} \times \frac{1 \text{ mole } \cancel{\text{N}_2}}{28 \text{ g } \cancel{\text{N}_2}} = \boxed{0.20 \text{ mole } \text{N}_2}$$

$$\textcircled{2} \quad 1.5 \text{ g } \cancel{\text{H}_2} \times \frac{1 \text{ mole } \cancel{\text{H}_2}}{2 \text{ g } \cancel{\text{H}_2}} = \boxed{0.75 \text{ mole } \text{H}_2}$$

$$\begin{array}{ccc}
 \frac{0.75}{0.20} & & \frac{3}{1} \\
 & \nearrow & \downarrow \\
 & ? & \text{من المعادلة}
 \end{array}
 \quad \div \quad \frac{\text{H}_2}{\text{N}_2}$$

N_2 is the limiting reagent

$$\begin{aligned}
 & \times 0.2 \text{ mole } \cancel{\text{N}_2} \times \frac{2 \text{ mole } \cancel{\text{NH}_3}}{1 \text{ mole } \cancel{\text{N}_2}} \times \frac{17 \text{ g } \text{NH}_3}{1 \text{ mole } \cancel{\text{NH}_3}} \\
 & = \boxed{6.8 \text{ g } \text{NH}_3}
 \end{aligned}$$

تذكر!! :-

الـ (1 mole) فيه نفس عدد الذرات
ولها اختلاف العنصر

1 mole	number of species	mass
H	6.023×10^{23}	1.08
O	6.023×10^{23}	16.0
H ₂ O	6.023×10^{23}	18.16
OH ⁻	6.023×10^{23}	17.08

معلومة: الإشارة لا تؤثر على الكتلة
لأن الأمثلة أعني فقد أوكسب
والكبريت التي كتبتها هي
جداً مقارنة بعناصر الجدول الدوري

* Concentration Units *

① $\text{Molarity (M)} = \frac{\text{moles of solute}}{V_{\text{soln}} (\text{L})}$
 (molar concentration)

سنتجّل فيها
ع حقاً

② $\text{molality (m)} = \frac{\text{moles of solute}}{\text{Kg solvent}}$

③ $\begin{array}{l} \% \text{ (pph)} \quad \text{ppt} \quad \text{ppm} \quad \text{ppb} \\ \text{part per hundred} \quad \text{part per thousand} \quad \text{part per million} \quad \text{part per billion} \end{array}$

سنتجّل فيها
ع حقاً

Ex: Calculate the molar concentration of Ethanol in aqueous solution that contains 2.30 g of $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (46.07 g/mol) in 3.50 L of solution?

Sol:

أولاً: نحول الغرامات إلى مولات

$$2.30 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \times \frac{1 \text{ mole } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46.07 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 0.05 \text{ mole } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

ثانياً: نقسم المولات على الحجم بـ لترات المولارية

$$M = \frac{0.05}{3.50} = 0.0143 \text{ M}$$

I Molarity

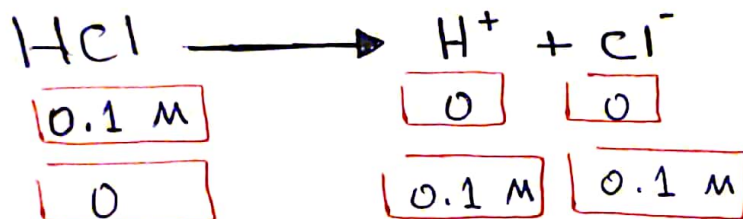
Analytical molarity

C

Equilibrium molarity

$[]$

مثال (0.1 M HCl)



$C_{\text{HCl}} = 0.1 \text{ M}$ $[\text{HCl}] = 0$

كل من الآتي يأتى كلياً
في الماء ؟ -

* strong acids

HBr, HCl, HI, HClO₄, HNO₃,
H₂SO₄ → only first ionization

* Strong bases

LiOH, NaOH, KOH
Ba(OH)₂

* soluble salts

NaCl, KI
....



من شكله نفوف ☹️

حيث أن الملح = حضان + فاسدة

Solute

$C_{\text{solute}} \neq [\text{solute}]$

electrolyte

Totally ionized

- strong acids
- strong bases
- soluble salts

partially ionized

يعطيك هنا نسبة الأيون
أر بطلب منك حسابها

(لا يأتى) non-electrolyte

organic compounds

$C_{\text{solute}} = [\text{solute}]$

* If you know that analytical molar concentration of aqueous solution contains HBr is (X), calculate the equilibrium molar concentration of HBr?

Sol:

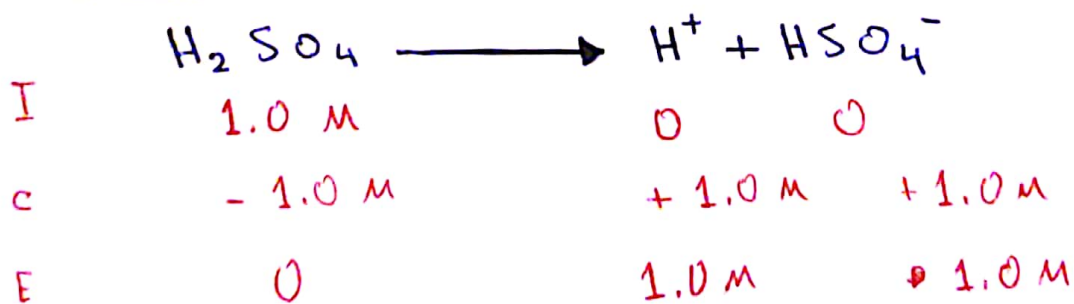
فكرة السؤال انه قلنا انه التركيز الابتدائي لـ (HBr) مجهول، وعلوب حساب تركيز الايونات لـ (HBr) لكن!! نحن نعلم ان (HBr) حمض قوي أب ثابت كلياً في الماء لذا سيكون $[HBr] = \text{zero}$

* If ($C_{H_2SO_4} = 1.0 \text{ M}$) calculate equilibrium concentration of all species?
(given HSO_4^- is 10% dissociation)

Sol:

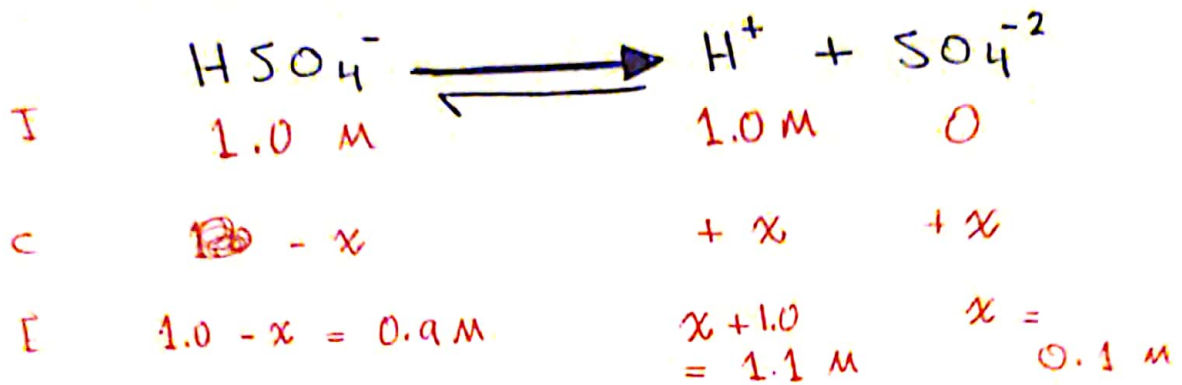
* يتأين (H_2SO_4) على مرحلتين، في المرحلة الأولى يتأين كلياً وفي المرحلة الثانية يتأين جزئياً

1st ionization % -



التكامل

2nd^o ionization:



لحساب ال change

$$\begin{array}{l}
 \text{التركيز} \times \text{النسبة} \\
 \text{الابتدائي} \times \text{التشكل} \\
 x = 10\% \times 1.0
 \end{array}$$

$$x = 0.1$$

$$\begin{array}{l}
 [\text{H}_2\text{SO}_4] = 0 \quad / \quad [\text{HSO}_4^-] = 0.9 \text{ M} \\
 [\text{H}^+] = 1.1 \text{ M} \quad / \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 0.1 \text{ M}
 \end{array}$$

* Calculate analytical and equilibrium molar concentration in solution contains (285 mg) of Cl_3CCOOH (163.4 g/mol) in (10.0 mL) (given that Cl_3CCOOH is 73 % dissociation)?

Sol:

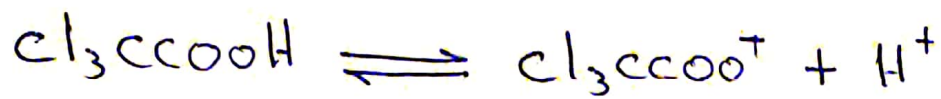
أولاً: نجد عدد المولات من الغرامات ثم نقسمه على الحجم لإيجاد التركيز ويكون هذا التركيز هو التركيز الابتدائي

$$\begin{aligned} \text{[*]} \quad 285 \text{ mg } \text{Cl}_3\text{CCOOH} &\times \frac{1 \text{ g } \text{Cl}_3\text{CCOOH}}{1000 \text{ mg } \text{Cl}_3\text{CCOOH}} \times \frac{1 \text{ mole } \text{Cl}_3\text{CCOOH}}{163.4 \text{ g } \text{Cl}_3\text{CCOOH}} \\ &= \boxed{1.74 \times 10^{-3} \text{ mole}} \end{aligned}$$

$$\text{[*]} \quad M = \frac{n}{V(L)} \rightarrow M = \frac{1.74 \times 10^{-3}}{10 \times 10^{-3}}$$

$$\boxed{M = 0.174 \text{ M}} \rightarrow \text{analytical conc.}$$

ثانياً: نجد الـ (equilibrium conc.) من خلال الـ (I.C.E. table)



I	0.174 M	0	0
C	$-(0.174 \times 73\%) = -0.127$	$+0.127$	$+0.127$
E	0.047	0.127	0.127

↓
Equilibrium conc.

* What are the analytical concentration and equilibrium concentration when dissolving (60 g) of acetic acid (HA (60 g/mol)) in (1L) Solution ($K_a = 1.79 \times 10^{-5}$) ?

Sol:

أولاً: نجد عدد المولات

$$\boxtimes 60 \text{ g HA} \times \frac{1 \text{ mole HA}}{60 \text{ g HA}} = \boxed{1 \text{ mole HA}}$$

ثانياً: نجد (analytical conc.)

$$\boxtimes M = \frac{n}{V} \rightarrow M = \frac{1 \text{ mole}}{1 \text{ L}} \quad \boxed{M = 1.0 \text{ M}}$$

ثالثاً: نجد (equilibrium conc.) عن طريق (I.C.E table)

	$\text{HA} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{A}^-$		
I	1.0 M	0	0
C	$-x$	$+x$	$+x$
E	$1.0 - x$	x	x

✳ نوجد قيمة (x) من خلال الـ (Ka) حيث :-

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{x^2}{1.0 - x} \rightarrow \text{تجاهل عسفا تكون نسبة التأيين أقل من (0.05)}$$

✳ أول شيء فعله مع إجمال قيمة (x) :-

① إذا طلبت نسبة التأيين أقل من (0.05) (5%)

✓ يكون حلنا صحيح

② إذا طلبت أكبر من (0.05) فتغير الحل دون إجمال (x)

$$✳ x = \sqrt{K_a \times [HA]}$$

$$x = \sqrt{1.79 \times 10^{-5} \times 1}$$

$$x = [A^-] = [H^+] = 0.00423 \text{ M}$$

✳ لحساب نسبة التأيين :-

$$\% \text{ ionization} = \frac{x}{\text{analytical conc.}} \times 100\%$$

$$\begin{aligned} ✳ \% \text{ ionization} &= \frac{0.00423}{1.0} \times 100\% \\ &= 0.423\% < 5\% \quad \checkmark \end{aligned}$$

$$✳ [HA] = 1 - x$$

$$[HA] = 1 - 0.00423$$

$$[HA] = 0.99577 \text{ M}$$



* What mass of $K_3Fe(CN)_6$ (329.24 g/mol) is needed to prepare 100 ml of 0.0740 M K^+ solution?

* نلاحظ أن المطلوب هو كتلة $K_3Fe(CN)_6$ والمعطى هو تركيز الكاتيون (K^+) لذلك يجب استخدام نسبة بين الكاتيون والركب الذي يحتوي هذا الكاتيون والنسبة دائماً تكون في عدد المولات / لذا نجد عدد مولات (K^+)

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

$$n = M V \rightarrow n = 0.074 \times 100 \times 10^{-3}$$

$$n = 0.0074 \text{ mole } K^+$$

$$0.0074 \text{ mole } K^+ \times \left(\frac{1 \text{ mole } K_3Fe(CN)_6}{3 \text{ mole } K^+} \right) \times \frac{329.24 \text{ g } K_3Fe(CN)_6}{1 \text{ mole } K_3Fe(CN)_6}$$

← النسبة بين
الكاتيون والركب

$$= 0.81 \text{ g } K_3Fe(CN)_6$$

* Describe the preparation of 500 ml of (0.074 M) Cl^- solution from solid $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (244 g/mol) ?

* هراصة أفضل طريقة انك تفهم مطلوب السؤال هو انك تتخيل حالتك بلاب الكيمياء ، حيث انه مطلوب مني احضر محلول Cl^- تركيزه (0.074 M) وحجمه (500 ml) من المادة الصلبة ($\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) ، فشر بلزمني عشان احضرو ؟ بلزمني اني اوزن كمية محددة من $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ وادربها في الماء وبالتالي يتكون عندى المحلول ، لذا فالمطلوب هو كتلة ($\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

* في الامتحان هو بطلب • بشكل مباشر مثل السؤال السابق بس هاض سؤال كتاب و وارد انه يجيبك اياه بطايف الليفة

* داد ؟

$$n = M \times V$$

$$n = 0.074 \times 0.5 \rightarrow$$

$$n = 0.037 \text{ mole } \text{Cl}^-$$

$$0.037 \text{ mole } \text{Cl}^- \times \left(\frac{1 \text{ mole } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mole } \text{Cl}^-} \right) \times \frac{244 \text{ g } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mole } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}$$

النسبة بين
المركب والأيون

$$= 4.514 \text{ g } \text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$$

* Pph (%), ppt, ppm, ppb :-

	$\frac{Wt.}{Wt.}$ $\left(\frac{g}{g}\right)$	$\frac{Wt.}{V}$ $\left(\frac{g}{ml}\right)$	$\frac{V}{V}$ $\left(\frac{L}{L}\right)$ $\left(\frac{ml}{ml}\right)$
1 pph (%) part per hundred	$\frac{10^{-2} \text{ g solute}}{1 \text{ g solution}}$	$\frac{10^{-2} \text{ g solute}}{1 \text{ ml solution}}$	$\frac{10^{-2} \text{ L solute}}{1 \text{ L solution}}$
1 ppt part per thousand	$\frac{10^{-3} \text{ g solute}}{1 \text{ g solution}}$	$\frac{10^{-3} \text{ g solute}}{1 \text{ ml solution}}$	$\frac{10^{-3} \text{ L solute}}{1 \text{ L solution}}$
1 ppm part per million المليون分之一	$\frac{10^{-6} \text{ g solute}}{1 \text{ g solution}}$	$\frac{10^{-6} \text{ g solute}}{1 \text{ ml solution}}$	$\frac{10^{-6} \text{ L solute}}{1 \text{ L solution}}$
1 ppb part per billion	$\frac{10^{-9} \text{ g solute}}{1 \text{ g solution}}$	$\frac{10^{-9} \text{ g solute}}{1 \text{ ml solution}}$	$\frac{10^{-9} \text{ L solute}}{1 \text{ L solution}}$

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

* المطلوب هو المولارية وحدتها $\left(\frac{mol}{L}\right)$
وعليه فخطوة (ppm) لابد اختيار وحدة مناسبة له
بما يحولها لـ $\left(\frac{mol}{L}\right)$ وهي $\left(\frac{Wt.}{V}\right)$

Sol:

$$\begin{aligned}
 & \frac{63.3 \times 10^{-6} \text{ g } K_3Fe(CN)_6}{1 \text{ ml solution}} \times \frac{1000 \text{ ml solution}}{1 \text{ L solution}} \times \frac{1 \text{ mole } K_3Fe(CN)_6}{329.3 \text{ g } K_3Fe(CN)_6} \\
 & \times \frac{3 \text{ mole } K^+}{1 \text{ mole } K_3Fe(CN)_6} = \frac{63.3 \times 10^{-3} \times 3}{329.3} \left(\frac{\text{mole } K^+}{\text{L soln.}}\right) \rightarrow M \\
 & = 0.577 \times 10^{-3} \frac{\text{mole } K^+}{\text{L soln.}}
 \end{aligned}$$

* Density and specific gravity :-

$$\boxed{1} \text{ Density} = \frac{\text{mass of substance}}{\text{its Volume}} \quad \frac{\text{g}}{\text{ml}}$$

$$* \text{ density of water} = 1 \quad \frac{\text{g}}{\text{ml}} \quad \text{معطوف}$$

$$\boxed{2} \text{ Sp. gr} = \frac{\text{mass of substance}}{\text{mass of equal volume of water}}$$

$$\text{Sp. gr} = \frac{\text{density of substance}}{\text{density of water}}$$

$$* \text{ Sp. gr is unitless}$$

* ملاحظة :- رح نستخدم ال density وال Sp. gr

نفس الاستخدام في الأسئلة

Calculate
~~* Calculate~~ the molar concentration of HNO_3 in a solution that has a specific gravity of 1.42 and is 70% HNO_3 ($\frac{w}{w}$) (M.M $\text{HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$)?

Sol:

$$\begin{aligned} & \frac{70 \times 10^{-2} \text{ g } \text{HNO}_3}{1 \text{ g solution}} \times \frac{1.42 \text{ g solution}}{1 \text{ ml solution}} \times \frac{1000 \text{ ml solution}}{1 \text{ L solution}} \\ & \times \frac{1 \text{ mole } \text{HNO}_3}{63 \text{ g } \text{HNO}_3} = \frac{70 \times 10^{-2} \times 1.42 \times 1000}{63} \frac{\text{mole } \text{HNO}_3}{\text{L soln}} \\ & = \boxed{15.8 \text{ M } \text{HNO}_3} \end{aligned}$$

* Calculate the grams of Na_2SO_4 contained in each liter of 10.0% (w/w) Na_2SO_4 (142.04 g/mol) solution whose density of (1.30 g/ml)?

* المطلوب تحويل الـ (10.0% (w/w)) إلى g/L

$$\begin{aligned} & \frac{10 \times 10^{-2} \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ g solution}} \times \frac{1.30 \text{ g solution}}{1 \text{ ml solution}} \times \frac{1000 \text{ ml solution}}{1 \text{ L soln}} \\ & = \boxed{130 \text{ g/L } \text{Na}_2\text{SO}_4} \end{aligned}$$



* Calculate the concentration of CO_3^{-2} (60.0 g/mol) in parts per million (ppm) in an aqueous solution that contains 5.00 mg C (12 g/mol) / 100 ml solution ?

* المطلوب إيجاد ا د (ppm) لـ (CO_3^{-2}) من خلال المعطى (5.00 mg C) في (100 ml) لذلك يجب أن نجد النسبة بين ا د (C) و ا د (CO_3^{-2}) والتي تكون في المولات

لذلك أولاً :- نجد مولات ا د C
و ثانياً :- نحولها إلى مولات CO_3^{-2} من خلال النسبة
و ثالثاً :- نحولها إلى غرامات
ورابعاً :- نقسم الغرامات على الحجم ثم نحولها إلى ppm

$$5 \times 10^{-3} \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mole C}}{12 \text{ g C}} \times \frac{1 \text{ mole } \text{CO}_3^{-2}}{1 \text{ mole C}} \times \frac{60 \text{ g } \text{CO}_3^{-2}}{1 \text{ mole } \text{CO}_3^{-2}}$$

$$= \frac{25 \times 10^{-3} \text{ g } \text{CO}_3^{-2}}{\text{واضعها على الحجم}}$$

$$\frac{25 \times 10^{-3} \text{ g } \text{CO}_3^{-2}}{100 \text{ ml solution}} = \frac{250 \times 10^{-6} \text{ g } \text{CO}_3^{-2}}{1 \text{ ml soln}} \text{ ppm}$$

$$= \boxed{250 \text{ ppm } \text{CO}_3^{-2}}$$

* calculate the difference between the two solutions if you prepare 5 % ($\frac{v}{v}$) ethanol instead of 5 % ($\frac{w}{v}$) ?
(given (the density of ethanol = $0.7893 \frac{g}{ml}$) (m.m = $46 \frac{g}{mol}$))

* السؤال بفك لو افترضنا انك اُجبت تحضر محلول ايثانول ٥ ٪ ، فانت ~~تحتاج~~ مطلوب منك انك توزن كمية من الايثانول وتدوبها بالماء ونسب المحلول بين اثن رحته بدل ما نفيس الوزن رحته فست حجه بعدت ذرته بالماء ، فبفك احسب الفرق بين العليتين هسا بما انه (الكثافة $\neq 1$) فأكد (وزنه $\neq$ حجه) فأكد رح يكون لي فرق ونسبة خطأ بين العليتين ومطلوب منا حسابها

Sol:

* هسا بما انه بي احسب (فوق) فأكد لازم تكون الوحد متماثلة عشان أفدر المرحهم من بعض ، فبوجدهم
* يوجد أكثر من طريقة لتوحيدهم ، إما ل ($\frac{mol}{v}$) أو ($\frac{v}{v}$) أو ($\frac{w}{v}$)
بس أنا رح أختار الأسهل وأدحدهم ل ($\frac{w}{v}$)

$$\textcircled{1} \quad 5\% \left(\frac{v}{v}\right) :- \frac{5 \times 10^{-2} \text{ ml ethanol}}{1 \text{ ml solution}} \times \frac{0.7893 \text{ g ethanol}}{1 \text{ ml ethanol}}$$

من اد density

$$= \boxed{0.0395 \frac{\text{g ethanol}}{\text{ml soln}}}$$

$$\textcircled{2} \quad 5\% \left(\frac{w}{v}\right) :- \boxed{\frac{5 \times 10^{-2} \text{ g ethanol}}{\text{ml soln}}} \quad \text{جاهزة}$$

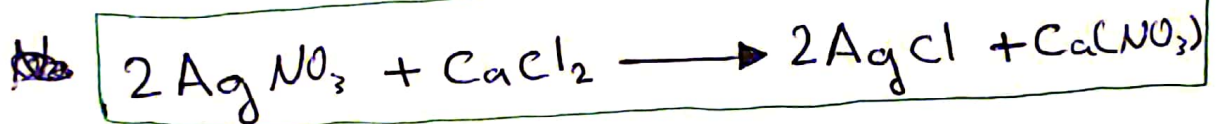


$$\text{the difference} = \frac{0.05 \frac{\text{g}}{\text{ml}} - 0.0395 \frac{\text{g}}{\text{ml}}}{0.05 \frac{\text{g}}{\text{ml}}} \times 100\%$$

$$= \boxed{21\%}$$

فكرة حلوة

* what mass of AgCl (143.5 g/mol) will be produced after adding excess AgNO₃ to a 0.24 g sample containing 90.6% CaCl₂ (111.0 g/mol) ?



* فكرة السؤال هي انه (90.6%) ليست تجيب عن التركيز وانما هي نسبة الـ (CaCl₂) في العينة.

يخبرني انه العينة يتكون من :- ① 90.6% ← CaCl₂
 ② 9.4% ← مكونات اخرى

أولاً :-
 نجد غرامات CaCl₂ الـ

$$\rightarrow 90.6\% \times 0.24 \text{ g} = \boxed{0.21744 \text{ g CaCl}_2}$$

ثانياً :- نحول
 غرامات CaCl₂ إلى
 مولات ثم إلى مولات
 AgCl ثم إلى غرامات AgCl

$$0.21744 \text{ g CaCl}_2 \times \frac{1 \text{ mole CaCl}_2}{111.0 \text{ g CaCl}_2} \times \frac{2 \text{ mole AgCl}}{1 \text{ mole CaCl}_2}$$

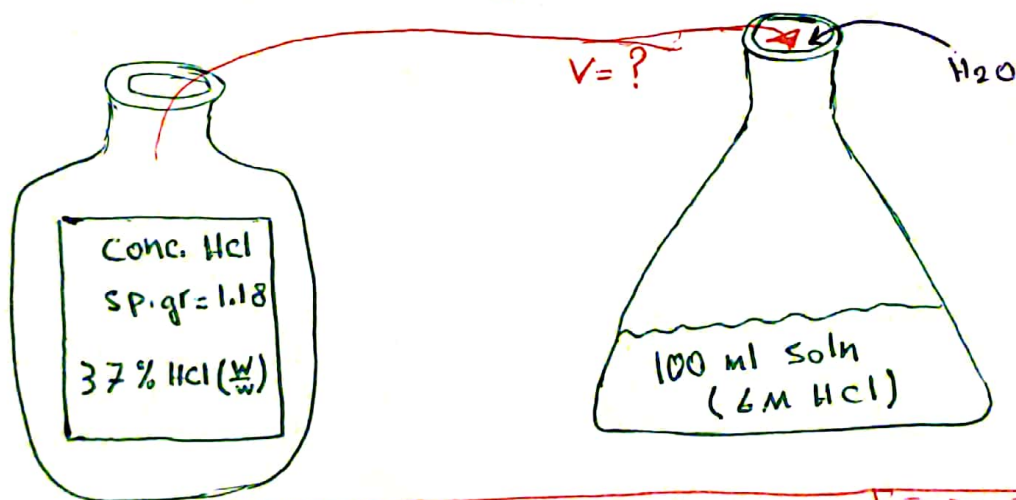
$$\times \frac{143.04 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mole AgCl}} = \boxed{0.56 \text{ g AgCl}}$$

وصف

* Describe the preparation of 100 ml of (6.0 M HCl) from a concentrated stock soln that has sp.gr of (1.18) and is 37% HCl ($\frac{w}{w}$)? ($m.m \text{ HCl} = 36.5 \text{ g/mol}$)

* شرح - بقلل شو طريقة تحضير محلول (HCl) تركيزه (6M) وحجمه (100ml) من علبة تحتوي على محلول (HCl) مركزي تركيزه (37% ($\frac{w}{w}$)) وال sp.gr = 1.18 ساري (1.18) ؟

بغلي باختصار إحنا خففنا ال (HCl) المركزي الي (HCl) تركيزه (6M) وحجمه (100ml) فما مقدار الكمية اللي اخذناها من ال (HCl) المركزي وخففناها ؟



ملاحظة مهمة
* انا بس اخفف قاعة، بإضافة ماء مثلاً فلان عدد جوليها لا يتغير

$$n_{\text{before}} = n_{\text{after}}$$

أولاً: نحسب التركيز قبل التخفيف

$$\begin{aligned} &\rightarrow \text{37\%} \quad \frac{37 \times 10^{-2} \text{ g HCl}}{1 \text{ g soln}} \times \frac{1.18 \text{ g soln}}{1 \text{ ml soln}} \times \frac{1000 \text{ ml soln}}{1 \text{ L soln}} \\ &\quad \times \frac{1 \text{ mole HCl}}{36.5 \text{ g HCl}} = \boxed{12 \text{ M}} \end{aligned}$$

$$n_{\text{before}} = n_{\text{after}}$$

$$M V_{\text{(before)}} = M V_{\text{(after)}}$$

$$\frac{12}{12} V = \frac{6 \times 100 \times 10^{-3}}{12}$$

$V = 0.05 \text{ L}$ of concentrated HCl

* P function :-

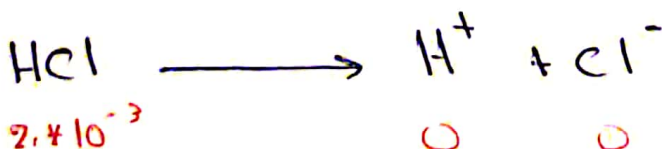
$$P_x = -\log [x]$$

رکزی - ترکیب الاکتران

* Calculate P-value of each ion in solution contains $(2.0 \times 10^{-3} \text{ M})$ NaCl and $(5.4 \times 10^{-4} \text{ M})$ HCl?

Sol:

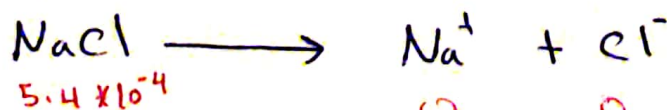
تذکرہ !! :- (الملاح) والیغوض والفوام القویۃ متأین کلاً



2.0×10^{-3}

2.0×10^{-3}

2.0×10^{-3}



5.4×10^{-4}

5.4×10^{-4}

5.4×10^{-4}

$$* P_H = -\log 2 \times 10^{-3} = \boxed{2.7}$$

$$* P_{Na} = -\log 5.4 \times 10^{-4} = \boxed{3.27}$$

$$* P_{Cl} = -\log (5.4 \times 10^{-4} + 2 \times 10^{-3}) = \boxed{2.565}$$

* Calculate P_{Na} for a solution that is $(5.1 \times 10^{-4} M) NaCl$ and $(5.0 \times 10^{-4} M) Na_2CO_3$?

Sol:



$$5.1 \times 10^{-4}$$

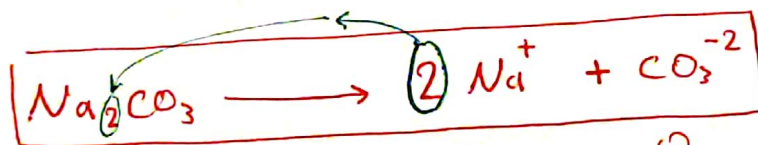
$$0$$

$$0$$

$$0$$

$$5.1 \times 10^{-4}$$

$$5.1 \times 10^{-4}$$



$$5.0 \times 10^{-4}$$

$$0$$

$$0$$

$$0$$

$$2 \times 5.0 \times 10^{-4}$$

$$5.0 \times 10^{-4}$$

$$= 10.0 \times 10^{-4}$$

$$P_{Na} = -\log (10.0 \times 10^{-4} + 5.1 \times 10^{-4})$$

$$\boxed{P_{Na} = 2.82}$$

* أسئلة إضافية على (chapter 3) *

- ① A 35.5 % (w/w) ethanol solution, calculate (v/v) % ethanol (density of ethanol = 1.13 g/ml) (density solution = 1.0 g/ml) ?

Sol:

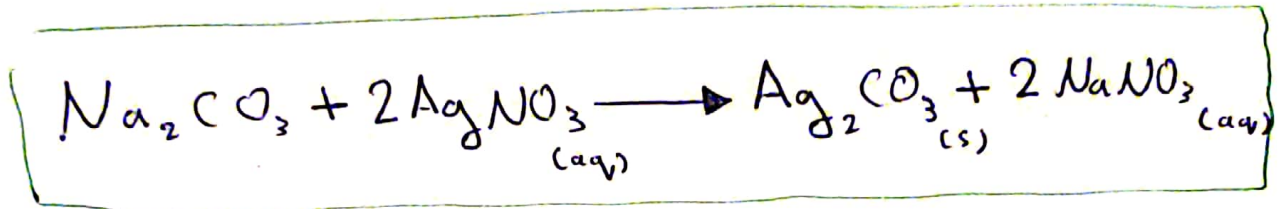
$$\begin{aligned}
 & \frac{35.5 \times 10^{-2} \text{ g ethanol}}{1 \text{ g solution}} \times \frac{1 \text{ ml ethanol}}{1.13 \text{ g ethanol}} \times \frac{1 \text{ g solution}}{1 \text{ ml solution}} \\
 &= \frac{35.5 \times 10^{-2} \text{ ml ethanol}}{1.13 \text{ ml solution}} \rightarrow \% (v/v) \\
 &= \boxed{31.4 \% (v/v) \text{ ethanol}}
 \end{aligned}$$

- ② A 55 ml solution contains 3.1 g NaCl, calculate (w/v) % Na^+ in this solution (m.m : Na = 23 , NaCl = 58.5) ?

Sol:

$$\begin{aligned}
 & 3.1 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mole NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ mole Na}^+}{1 \text{ mole NaCl}} \times \frac{23 \text{ g Na}^+}{1 \text{ mole Na}^+} \\
 &= \boxed{1.22 \text{ g Na}^+} \quad \text{نفسه على الصيغة} \\
 & \frac{1.22 \text{ g Na}^+}{55 \text{ ml soln.}} = \frac{2.2 \times 10^{-2} \text{ g Na}^+}{1 \text{ ml soln}} \rightarrow (w/v) \% \text{ Na}^+ \\
 &= \boxed{2.2 \% (w/v) \text{ Na}^+}
 \end{aligned}$$

③ [Ⓐ] What mass of AgNO_3 (169.4 g/mol) is needed to convert (2.33 g) Na_2CO_3 (106 g/mol) to Ag_2CO_3 , [Ⓑ] and what mass of Ag_2CO_3 (275.7 g/mol) will be formed?



Sol:

Ⓐ

$$\boxed{\times} 2.33 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{CO}_3}{106 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{2 \text{ mole } \text{AgNO}_3}{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{169.4 \text{ g } \text{AgNO}_3}{1 \text{ mole } \text{AgNO}_3}$$

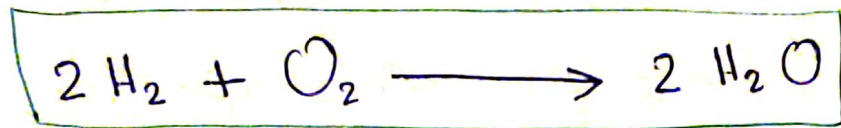
$$= \boxed{7.47 \text{ g } \text{AgNO}_3}$$

Ⓑ

$$\times \frac{1 \text{ mole } \text{Ag}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{275.7 \text{ g } \text{Ag}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mole } \text{Ag}_2\text{CO}_3}$$

$$= \boxed{6.06 \text{ g } \text{Ag}_2\text{CO}_3}$$

④ * what mass of H_2O is formed when we react (4 g) of (H_2) with (6 g) of (O_2)?



Sol:-

$$[*] 4 \cancel{g H_2} * \frac{1 \text{ mole } H_2}{2 \cancel{g H_2}} = 2 \text{ mole } H_2$$

$$[*] 6 \cancel{g O_2} * \frac{1 \text{ mole } O_2}{32 \cancel{g O_2}} = 0.1875 \text{ mole } O_2$$

$$\left[\frac{H_2}{O_2} : \frac{2}{0.1875} > \frac{2}{1} \right] \checkmark$$

O_2 is the limiting reagent

$$[*] 0.1875 \text{ mole } O_2 * \frac{2 \text{ mole } H_2 O}{1 \text{ mole } O_2} * \frac{18 \cancel{g H_2 O}}{1 \text{ mole } H_2 O} = 6.75 \text{ g } H_2 O$$

- ⑤ A 11.5 (w/w)% Na_2SO_4 solution has a density of (1.22 g/ml), calculate the molarity of Na^+ in this solution (m.m $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ g/mol}$) ?

Sol:

~~11.5 g~~

$$\frac{11.5 \times 10^{-2} \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4}{\text{g solution}} \times \frac{1.22 \text{ g solution}}{1 \text{ ml solution}} \times \frac{1000 \text{ ml solution}}{1 \text{ L solution}}$$

$$\times \frac{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{SO}_4}{142 \text{ g } \text{Na}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mole } \text{Na}^+}{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{SO}_4}$$

$$= \boxed{1.98 \text{ M } \text{Na}^+}$$



- ⑥ Calculate mass of FeCl_3 required to prepare 125 ml solution of 75 ppm Fe^{+3} ? (m.m : $\text{Fe} = 56$, $\text{FeCl}_3 = 162$)

Sol:

$$\boxed{*} \frac{75 \times 10^{-6} \text{ g } \text{Fe}^{+3}}{1 \text{ ml solution}} \times 125 \text{ ml solution} = 9375 \times 10^{-6} \text{ g } \text{Fe}^{+3}$$

$$\boxed{*} 9375 \times 10^{-6} \text{ g } \text{Fe}^{+3} \times \frac{1 \text{ mole } \text{Fe}^{+3}}{56 \text{ g } \text{Fe}^{+3}} \times \frac{1 \text{ mole } \text{FeCl}_3}{1 \text{ mole } \text{Fe}^{+3}} \times \frac{162 \text{ g } \text{FeCl}_3}{1 \text{ mole } \text{FeCl}_3}$$

$$= \boxed{27 \times 10^{-3} \text{ g } \text{FeCl}_3}$$

⑦ Calculate (w/w)% Hg in tuna fish if you know that tuna fish contains 88 ppm Hg?

Sol:

$$\frac{88 \times 10^{-6} \text{ g Hg}}{1 \text{ g solution}} = \frac{88 \times 10^{-4} \times 10^{-2} \text{ g Hg}}{1 \text{ g solution}} \quad \text{(w/w)\% Hg}$$

$$= \boxed{88 \times 10^{-4} \% \text{ (w/w) Hg}}$$

⑧ Calculate the molarity of Al^{+3} that present in a 200 ppm AlCl_3 solution?
(m.m. $\text{AlCl}_3 = 133 \text{ g/mol}$)

Sol:

$$\begin{aligned} & \boxed{\%} \quad \frac{200 \times 10^{-6} \text{ g AlCl}_3}{1 \text{ ml soln}} \times \frac{1000 \text{ ml soln}}{1 \text{ L soln}} \times \frac{1 \text{ mole AlCl}_3}{133 \text{ g AlCl}_3} \\ & \times \frac{1 \text{ mole Al}^{+3}}{1 \text{ mole AlCl}_3} = \boxed{1.5 \times 10^{-3} \text{ M Al}^{+3}} \end{aligned}$$

⑨ Calculate the mass of SnCl_2 contained in (3.50 L) of 21.7 ppm SnCl_2 solution?

Sol:

$$\boxtimes \frac{21.7 \times 10^{-6} \text{ g SnCl}_2}{1 \text{ ml solution}} \times \frac{1000 \text{ ml solution}}{1 \text{ L solution}} \times 3.5 \text{ L solution}$$

$$= 21.7 \times 10^{-3} \times 3.5 \text{ g SnCl}_2$$

$$= \boxed{7.6 \times 10^{-2} \text{ g}}$$

⑩ Seawater contains an average of 1.08×10^3 ppm of Na^+ , calculate $[\text{Na}^+]$ in seawater?
(m.m of $\text{Na}^+ = 23.0 \text{ g/mol}$)

Sol:

$$\boxtimes \frac{1.08 \times 10^3 \times 10^{-6} \text{ g Na}^+}{1 \text{ ml solution}} \times \frac{1000 \text{ ml soln}}{1 \text{ L soln}} \times \frac{1 \text{ mole Na}^+}{23 \text{ g Na}^+}$$

$$= \frac{1.08 \text{ mole Na}^+}{23 \text{ L soln}}$$

$$\boxed{[\text{Na}^+] = 4.7 \times 10^{-2} \text{ M}}$$

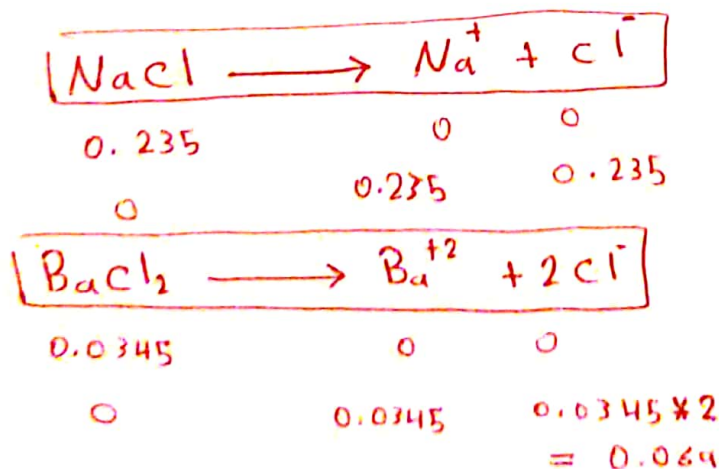
⑪ Calculate the ppm of $\text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}$ (211.9 g/mol) in a solution formed by dissolving (6.52 mg) of $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ (329 g/mol) in a (1.50 L) water?

Sol:

$$\begin{aligned}
 & \boxed{*} \frac{6.52 \times 10^{-3} \text{ g } \text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6}{1.50 \text{ L solution}} \times \frac{1 \text{ mole } \text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6}{329 \text{ g } \text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6} \times \frac{1 \text{ mole } \text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}}{1 \text{ mole } \text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6} \\
 & \times \frac{211.9 \text{ g } \text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}}{1 \text{ mole } \text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}} \times \frac{1 \text{ L solution}}{1000 \text{ ml solution}} \\
 & = \frac{6.52 \times 211.9 \times 10^{-6}}{1.5 \times 329} \frac{\text{g } \text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}}{1 \text{ ml solution}} \rightarrow \text{ppm} \\
 & = \boxed{2.8 \text{ ppm } \text{Fe}(\text{CN})_6^{-3}}
 \end{aligned}$$

⑫ Calculate the p-value for Cl^- in a solution that is 0.235 M in NaCl and 0.0345 M in BaCl_2 ?

Sol:



$$\text{pCl} = -\log(0.235 + 0.069)$$

$$\boxed{\text{pCl} = 0.517}$$

⑬ A Student wishes to prepare 750 ml that is (5.40 M) in H_3PO_4 (98 g/mol) from concentrated solution that is 85% (w/w) and has a density of (1.60 g/ml) calculate the Volume of concentrated H_3PO_4 required

sol:

أولاً: نجد
ال (M) المطلوب المحلول

$$\rightarrow \frac{85 \times 10^{-2} \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ g solution}} \times \frac{1.60 \text{ g solution}}{1 \text{ ml solution}} \times \frac{1000 \text{ ml solution}}{1 \text{ L solution}} \times \frac{1 \text{ mole } \text{H}_3\text{PO}_4}{98 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4} = \boxed{13.88 \text{ M } \text{H}_3\text{PO}_4}$$

ثانياً: -

$$\text{Moles}_{\text{before}} = \text{moles}_{\text{After}}$$

$$MV_{\text{before}} = MV_{\text{after}}$$

$$13.88 \times V = 5.40 \times 0.75$$

$$V = \frac{5.40 \times 0.75}{13.88}$$

$$\boxed{V = 0.292 \text{ L}}$$

⑭ Calculate the number of mmoles of KMnO_4 dissolved in 50.0 ml of 24.1 ppm KMnO_4 solution (m.m $\text{KMnO}_4 = 158.0 \text{ g/mol}$)?

Sol:

$$\boxed{*} \frac{24.1 \times 10^{-6} \text{ g } \text{KMnO}_4}{1 \text{ ml solution}} \times 50.0 \text{ ml solution}$$

$$= 24.1 \times 50 \times 10^{-6} \text{ g } \text{KMnO}_4$$

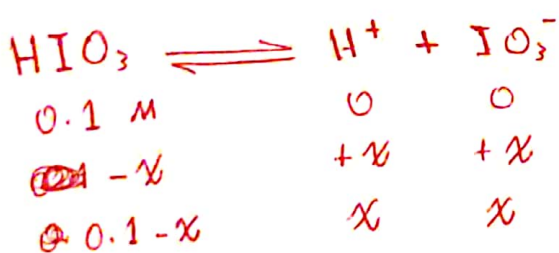
$$\boxed{*} 24.1 \times 50 \times 10^{-6} \text{ g } \text{KMnO}_4 \times \frac{1 \text{ mole } \text{KMnO}_4}{158 \text{ g } \text{KMnO}_4} \times \frac{1000 \text{ mmole}}{1 \text{ mole } \text{KMnO}_4}$$

$$= \boxed{7.63 \times 10^{-3} \text{ mmole } \text{KMnO}_4}$$

⑮ What is the equilibrium molar concentration for iodic acid $[\text{HIO}_3]$ in a solution that is labeled as (0.100 M) HIO_3 ?

(HIO_3 is 30 % ionized in this solution)

الطريقة الأولى :-



$$x = 30\% \times 0.1$$

$$\boxed{x = 0.03}$$

$$\begin{aligned} \text{HIO}_3 & [\text{HIO}_3] = 0.1 - x \\ & [\text{HIO}_3] = 0.1 - 0.03 \\ & \boxed{[\text{HIO}_3] = 0.07 \text{ M}} \end{aligned}$$

الطريقة الثانية :-

بما أن HIO_3 30 % ionized ←

إذاً سيبقى عند الأتزان 70 %
لذا :

$$\boxed{[\text{HIO}_3] = 70\% \times 0.1}$$

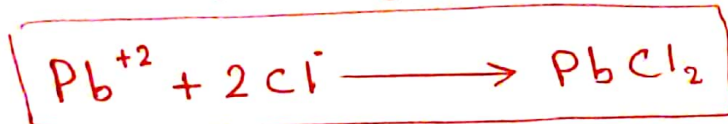
$$\boxed{[\text{HIO}_3] = 0.07 \text{ M}}$$

سؤال جديد

(16) What mass of $PbCl_2$ (278.1 g/mol) is formed when 200 ml of (0.125 M) Pb^{+2} are mixed with 400 ml of (0.175 M) Cl^- ?

Sol:

* بما أنه فاعلنا كميتين من التفاعلات لذا يجب علينا حساب الـ (limiting Reagent)



نجد مولات كل متفاعل :-

$$* n_{Pb^{+2}} = MV$$

$$n = 0.2 \times 0.125 \rightarrow n_{Pb^{+2}} = 0.025 \text{ mole}$$

$$* n_{Cl^-} = MV$$

$$n = 0.4 \times 0.175 \rightarrow n_{Cl^-} = 0.07 \text{ mole}$$

$$\frac{Pb^{+2}}{Cl^-} = \frac{0.025}{0.07} > \frac{1}{2} \quad X$$

Pb^{+2} is the limiting Reagent

$$* 0.025 \text{ mole } Pb^{+2} \times \frac{1 \text{ mole } PbCl_2}{1 \text{ mole } Pb^{+2}} \times \frac{278.1 \text{ g } PbCl_2}{1 \text{ mole } PbCl_2}$$

$$= 6.95 \text{ g } PbCl_2$$

⑪ Calculate the equilibrium molar concentration of the HA (weak acid) in aqueous solution that contains 285 mg of HA (163.4 g/mol) in 50.0 ml. If HA is 50% ionized in water.

Sol:

$$\boxed{*} \quad 285 \times 10^{-3} \text{ g HA} \times \frac{1 \text{ mole HA}}{163.4 \text{ g HA}} = 1.744 \times 10^{-3} \text{ mole HA}$$

$$\boxed{*} \quad C_{\text{HA}} = \frac{1.744 \times 10^{-3}}{50 \times 10^{-3}} = 3.4884 \times 10^{-2} \text{ M}$$

50% ionized $\xrightarrow{50}$ 50% remains

$$[\text{HA}] = 3.4884 \times 10^{-2} \text{ M HA} \times 50\%$$

$$\boxed{[\text{HA}] = 1.7442 \times 10^{-2} \text{ M}}$$

* Quiz :-

1 Describe the preparation of :-

- a) (5.00 L) of (0.0500) M KMnO_4 from the solid reagent
- b) (4.00 L) of (0.250 M) HClO_4 , starting with an (8.00 M) solution of the reagent
- c) (200 mL) of 1.00% (w/v) aqueous CuSO_4 from a (0.365 M) CuSO_4 solution
- d) (1.50 L) of (0.215 M) NaOH from the concentrated commercial reagent
[50% NaOH (w/w), sp.gr 1.525]

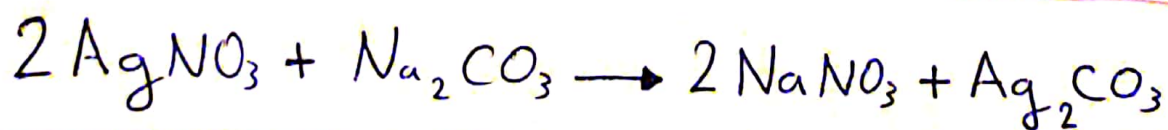
2 calculate the p-function for each ion :-

- a) 0.0200 M BaBr_2
- b) $(8.7 \times 10^{-3} \text{ M}) \text{CaCl}_2$ and $(6.6 \times 10^{-3} \text{ M}) \text{BaCl}_2$

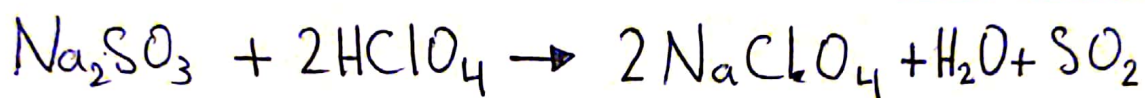
3] Sea water contains an average of $(1.08 \times 10^3 \text{ ppm})$ of Na^+ and (270 ppm) of SO_4^{2-} . calculate :

- a) The molar concentration of Na^+ and SO_4^{2-} given that the average density of sea water is (1.02 g/mL)
- b) The p_{Na} and p_{SO_4} for seawater

4] What will be the molar analytical concentration of Na_2CO_3 in the solution produced when (25 mL) of (0.200 M) AgNO_3 is mixed with (50.0 mL) of (0.0800 M) Na_2CO_3 ?



5 Exactly (75.00 mL) of a (0.3132 M) Solution of Na_2SO_3 were treated with (150.0 mL) of (0.4025 M) HClO_4 and boiled to remove the SO_2 formed



a) What was the mass in grams of SO_2 that was evolved?

b) What was the concentration of the unreacted reagent (Na_2SO_3 or HClO_4) after the reaction was complete?

molar masses (g/mol)

$\text{KMnO}_4 = 158.034$

$\text{CuSO}_4 = 159.6$

$\text{NaOH} = 40.0$

$\text{Na} = 23.0$

$\text{SO}_4 = 96.06$

$\text{SO}_2 = 64.066$

Sol:

$$\boxed{\text{I}} \text{ a) } n_{\text{KMnO}_4} = M \times V$$

$$n_{\text{KMnO}_4} = 0.05 \times 5.0 = \boxed{0.25 \text{ mole}}$$

$$\boxed{*} \text{ } 0.25 \text{ mole KMnO}_4 \times \frac{158.034 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mole KMnO}_4} = \boxed{39.5 \text{ g KMnO}_4}$$

b) dilution:

$$\begin{array}{ccc} \text{moles of HClO}_4 & & \text{moles of HClO}_4 \\ \text{before dilution} & = & \text{after dilution} \end{array}$$

$$M \times V = M \times V$$

$$4.0 \times 0.25 = 8.0 \times V$$

$$\boxed{V = 0.125 \text{ L}}$$

$$c) \frac{1.0 \times 10^{-2} \text{ g CuSO}_4}{\text{mL soln}} \times \frac{1 \text{ mole CuSO}_4}{159.6 \text{ g CuSO}_4} \times \frac{1000 \text{ mL soln}}{1 \text{ L soln}} = 62.66 \times 10^{-3} \text{ M CuSO}_4$$

* dilution :

$$M \times V = M \times V$$

$$62.66 \times 10^{-3} \times 0.2 = 0.365 \times V$$

$$V = 34.33 \times 10^{-3} \text{ L}$$

$$d) \frac{50 \times 10^{-2} \text{ g NaOH}}{\text{g soln}} \times \frac{1 \text{ mole NaOH}}{40.0 \text{ g NaOH}} \times \frac{1.525 \text{ g soln}}{1 \text{ mL soln}} \times \frac{1000 \text{ mL soln}}{1 \text{ L soln}} = 19.06 \text{ M NaOH}$$

* dilution :

$$M \times V = M \times V$$

$$0.215 \times 1.50 = 19.06 \times V$$

$$V = 0.0169 \text{ L}$$



$$\text{I} \quad 0.02 \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0$$

$$\text{E} \quad 0 \quad \quad \quad 0.02 \quad \quad \quad 0.04$$

$$p\text{Ba} = -\log[\text{Ba}^{+2}]$$

$$p\text{Ba} = -\log(0.02)$$

$$\boxed{p\text{Ba} = 1.7}$$

$$p\text{Br} = -\log[\text{Br}^-]$$

$$p\text{Br} = -\log(0.04)$$

$$\boxed{p\text{Br} = 1.4}$$



$$\text{I} \quad 8.7 \times 10^{-3} \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0$$

$$\text{E} \quad 0 \quad \quad \quad 8.7 \times 10^{-3} \quad \quad \quad 17.4 \times 10^{-3}$$



$$\text{I} \quad 6.6 \times 10^{-3} \quad \quad \quad 0 \quad \quad \quad 0$$

$$\text{E} \quad 0 \quad \quad \quad 6.6 \times 10^{-3} \quad \quad \quad 13.2 \times 10^{-3}$$

$$p\text{Ca} = -\log[\text{Ca}^{+2}]$$

$$p\text{Ca} = -\log(8.7 \times 10^{-3})$$

$$\boxed{p\text{Ca} = 2.06}$$

$$p\text{Ba} = -\log[\text{Ba}^{+2}]$$

$$p\text{Ba} = -\log(6.6 \times 10^{-3})$$

$$\boxed{p\text{Ba} = 2.18}$$

$$pCl = -\log[Cl^-]$$

$$pCl = -\log((17.4 \times 10^{-3}) + (13.2 \times 10^{-3}))$$

$$pCl = -\log(30.6 \times 10^{-3})$$

$$pCl = 1.51$$

$$3) a) \frac{1.08 \times 10^3 \times 10^{-6} \text{ g Na}^+}{\text{g soln}} \times \frac{1 \text{ mole Na}^+}{23 \text{ g Na}^+}$$

$$\times \frac{1.02 \text{ g soln}}{1 \text{ ml soln}} \times \frac{1000 \text{ ml soln}}{1 \text{ L soln}}$$

$$= 0.048 \text{ M Na}^+$$

$$\frac{270 \times 10^{-6} \text{ g SO}_4^{2-}}{\text{g soln}} \times \frac{1 \text{ mole SO}_4^{2-}}{96.06 \text{ g SO}_4^{2-}} \times \frac{1.02 \text{ g soln}}{1 \text{ ml soln}}$$

$$\times \frac{1000 \text{ ml soln}}{1 \text{ L soln}} = 2.87 \times 10^{-3} \text{ M SO}_4^{2-}$$

$$\begin{array}{l|l}
 \text{b) } p_{\text{Na}} = -\log[\text{Na}^+] & p_{\text{SO}_4} = -\log[\text{SO}_4^{2-}] \\
 p_{\text{Na}} = -\log(0.048) & p_{\text{SO}_4} = -\log(2.87 \times 10^{-3}) \\
 \boxed{p_{\text{Na}} = 1.32} & \boxed{p_{\text{SO}_4} = 2.54}
 \end{array}$$

$$\boxed{4} \quad n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = M \times V$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0.2 \times 0.025$$

$$\boxed{n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 0.005 \text{ mole}}$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = M \times V$$

$$n_{\text{AgNO}_3} = 0.08 \times 0.05$$

$$\boxed{n_{\text{AgNO}_3} = 0.004 \text{ mole}}$$

* Limiting reagent :

$$\frac{\text{Na}_2\text{CO}_3}{\text{AgNO}_3} \propto \frac{0.005}{0.004} > \frac{1}{2} \quad \checkmark$$

AgNO_3 is the (L.R)



$$\begin{array}{r} 0.004 \text{ mole} \quad 0.005 \text{ mole} \\ - 0.004 \quad - 0.002 \\ \hline 0 \quad 0.003 \end{array}$$

$0.003 \rightarrow$ excess moles of Na_2CO_3

⌘ M of Na_2CO_3 when mixed with AgNO_3

$$= \frac{n_{\text{excess}}}{V_{\text{total}}}$$

$$V_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ soln}} + V_{\text{AgNO}_3 \text{ soln}}$$

$$M = \frac{0.003}{75 \times 10^{-3}} = \boxed{0.04 \text{ M Na}_2\text{CO}_3}$$

$$\boxed{5} \quad n_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = M \times V$$

$$n_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 0.3132 \times 0.075$$

$$\boxed{n_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = 0.0235 \text{ mole}}$$

$$n_{\text{HClO}_4} = M \times V$$

$$n_{\text{HClO}_4} = 0.4025 \times 0.15$$

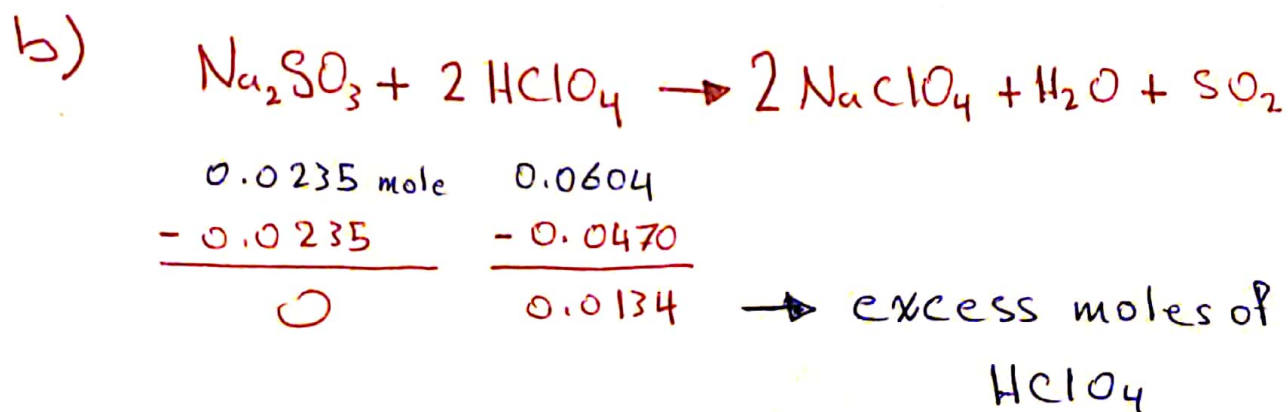
$$\boxed{n_{\text{HClO}_4} = 0.0604 \text{ mole}}$$

* Limiting reagent :

$$\frac{\text{Na}_2\text{SO}_3}{\text{HClO}_4} : \frac{0.0235}{0.0604} > \frac{1}{2} \quad \times$$

Na_2SO_3 is the (L.R)

a) $0.0235 \text{ mole Na}_2\text{SO}_3 \times \frac{1 \text{ mole SO}_2}{1 \text{ mole Na}_2\text{SO}_3} \times \frac{64.066 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mole SO}_2}$
 $= \boxed{1.5 \text{ g SO}_2}$



$$* M_{\text{excess HClO}_4} = \frac{n_{\text{excess}}}{V_{\text{total}}}$$

$$M = \frac{0.0134}{225 \times 10^{-3}} = \boxed{0.6 \text{ M HClO}_4}$$

Analytical chemistry

Chapter 5 + Chapter 6 :

Errors In Chemical
Analysis & Random Errors

Created by :
Obada Khaled Sakhrich

* chapter 5 + chapter 6 :-

Errors in chemical analysis

* Significant Figures :- meaningful digits that come from measurement or calculations

* Rules of significant figures :-

① All non-zero digits are significant figures

→ 123.25 (5 significant figures)

② Zero between non zero digits are sig. fig

→ 30.05 (4 significant figures)

③ If the number < 1 all zeroes left of first non zero

→ 0.041021 (5 significant figures)
not sig. fig.

④ Zero to the right of non zero :-

Ⓐ If there is decimal point → Sig. Fig
→ 540.0 (4 significant figures)

Ⓑ If there isn't decimal point → not Sig. Fig
→ 5400 (2 significant figures)
not sig. fig.

⑤ Scientific notation → not sig. fig

→ 5.00×10^2 (3 significant figures)
 5.0×10^2 (2 significant figures)
not sig. fig

⑥ Exact numbers have (∞) numbers of significant figures

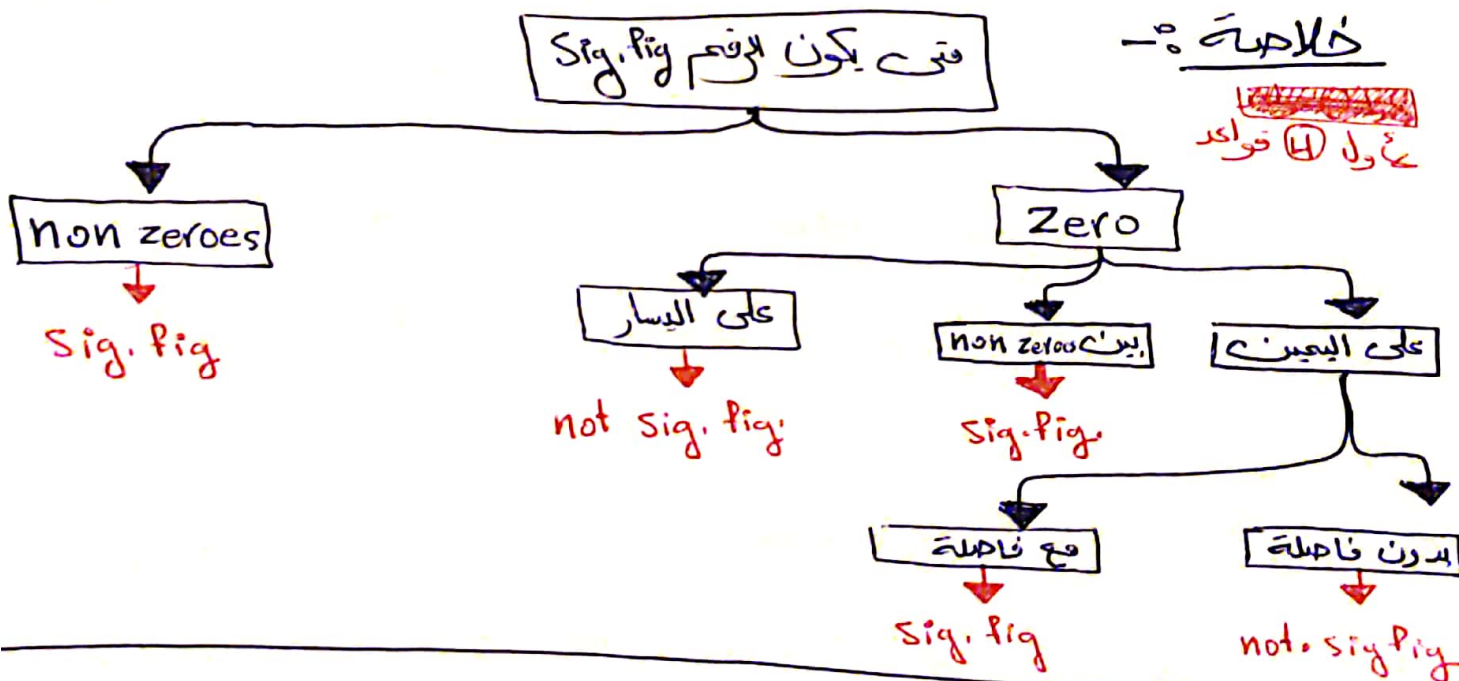
مثال:

① number of items

→ 5 phones (∞ significant figures)

② numbers from definition

→ 1 L = 1000 ml (∞ significant figures)



Sig. fig = certain + uncertain digit

مثال :-

5.0
certain digit uncertain digit

5.00
certain digits uncertain digit

* Rounding Rules :

التقريب

① If the number > 5 $\rightarrow$ add 1
العدد تقريبا

* Ex: round (3.2456) to 3 sig. fig
> 50

$\rightarrow$ 3.25

② If the number < 5 $\rightarrow$ don't add
العدد تقريبا

* Ex: round (3.2442) to 3 sig. fig
< 50

$\rightarrow$ 3.24

③ If the number $= 5$ (حالتان)
العدد تقريبا

Ⓐ إذا كان قبله عدد زوجي $\rightarrow$ add 1
زوجي

* Ex: round (3.27^{زوجي}500) to 3 sig. fig
= 500

$\rightarrow$ 3.28

Ⓑ إذا كان قبله عدد زوجي $\rightarrow$ don't add
زوجي

* Ex: round (3.26^{زوجي}50) to 3 sig. fig
= 50

$\rightarrow$ 3.26

* Math Operations with Significant Figures

① Addition and Subtraction :- (+, -)

← عند جمع أو طرح رقمين أر أكثر لازم الجواب يطلع يحتوي على نفس عدد المنازل العشرية للعدد الذي يحتوي على أقل عدد منازل عشرية. بين مدخلات العملية

* Ex :- Find the result of the following operation :- $107.4510 + 111.9$

قانون
أولاً :- بجمع جمع عادي و يوجد الناتج $\rightarrow 107.4510 + 111.9 = 219.351$

ثانياً :- أنا بنوف انه لازم يطلع مع الجواب بطرية عشرية واحدة فبجعل rounding للجواب $\rightarrow \underline{219.351} > 50 \rightarrow \boxed{219.4}$

* Ex :- Find the result of the following operation :- $222.2 - 50$

أولاً :- $\rightarrow 222.2 - 50 = 172.2$

ثانياً :- $\rightarrow \underline{172.2} < 5 \rightarrow \boxed{172}$

ملاحظة
العدد 50 لا يحتوي على منزل عشري لذا الناتج يجب أن يكون دون منزل عشري

② Multiplication and division : ($\times$ / $\div$)

← عند ضرب أرقعة رقمين أو أكثر
 كما يتم يطلع الجواب يحتوي على نفس عدد
 الـ (Sig. Fig) للعدد الذي يحتوي على أقل
 (Sig. Fig) بين المدخلات

* Ex : Find the result of the following operation : 2.1×3.33

Sol :

لاحظ أن (2.1)
 يحتوي على (2 Sig. Fig)
 وأن (3.33) يحتوي على
 على (3 Sig. Fig) لذا
 الجواب يجب أن يحتوي
 على (2 Sig. Fig)

أولاً : نجيب العملية $\rightarrow 2.1 \times 3.33 = 6.993$

ثانياً : نضع $\rightarrow \underline{6.993} \rightarrow \boxed{7.0}$
 Rounding > 5

* Ex : Find the result of the following operation : 584.5×98

Sol :

(2 sig. fig) : 98
 (4 sig. fig) : 584.5
 (2 sig. fig) : الجواب

أولاً : $\rightarrow 584.5 \times 98 = 57281$

ثانياً : $\rightarrow \underline{57281} \rightarrow \boxed{57000}$
 < 500

* Ex : Find : $10.5 \div 0.05$

Sol : أولاً : $\rightarrow 10.5 \div 0.05 = 210$

ثانياً : $\rightarrow \underline{210} \rightarrow \boxed{200}$
 < 50

③ - الحالة ① + الحالة ② فعلاً

* في هذه الحالة - بعد كل عملية وضعنا
حسب القواعد السابقة

* Ex: find the result of the following operation:

$$\frac{(5 - 3.67)(0.03 + 0.4)}{2.612 \times 10^{-4}}$$

أولاً:

نجد ناتج كل قوس
ونضعه Rounding

$$\begin{aligned} \rightarrow (5 - 3.67) &= 1.33 \rightarrow 1 \\ (0.03 + 0.4) &= 0.43 \rightarrow 0.4 \end{aligned}$$

ثانياً:

نجد ناتج ضرب
لنواتج القوسين

$$\rightarrow 1 * 0.4 = 0.4 \rightarrow 0.4$$

ثالثاً:

نجد ناتج القسمة

$$\rightarrow \frac{0.4}{2.612 \times 10^{-4}} = \frac{0.153}{750} \times 10^4 \rightarrow \boxed{0.2 \times 10^4}$$

* Ex: 3 pieces of coins, each has a mass of (2.5 g) what is the total mass?

رابعاً:

$$3 * 2.5 = 7.5 \rightarrow \boxed{7.5}$$

∞ sig. fig.
number of
of items

2 sig. fig.

* Absolute and Relative uncertainty :-

1 Absolute uncertainty :- (كمية الخطأ)

* كمية الخطأ تكون دائماً في الـ uncertain digit
حيث أن كمية الخطأ يعبر عنها بـ :-

$$\text{Ab.unc} = \pm \text{the last digit.}$$

uncertain digit

Ex: Find the absolute uncertainty for :-

① 5.00 g

Sol: $\rightarrow \text{Ab.unc} = \pm 0.01 \text{ g}$

② 5.0 g

Sol: $\rightarrow \text{Ab.unc} = \pm 0.1 \text{ g}$

③ 8.765 ml

Sol: $\rightarrow \text{Ab.unc} = \pm 0.001 \text{ ml}$

2 Relative uncertainty :- (نسبة الخطأ)

$$\text{Rel.unc} = \frac{\text{Absolute uncertainty}}{\text{measurement}} \times 100\%$$

القيمة المقاسة

Ex: Find the Relative uncertainty for :-

① 10.00 g

Sol: $\text{Ab.unc} = \pm 0.01 \text{ g}$

$\text{Rel.unc} = \frac{0.01}{10.00} \times 100\% = \boxed{0.1\%}$

② 20.00 g

Sol: $\text{Ab.unc} = \pm 0.01 \text{ g}$

$\text{Rel.unc} = \frac{0.01}{20.00} \times 100\% = \boxed{0.05\%}$

* لا خطأ انه كلما زدنا كمية العينة (measurement) تقل نسبة الخطأ

* عند إجراء العمليات الرياضية على مجموعة من الـ (data) المكتوبة بالصيغة $(x \pm Sx)$ سنفضل فيها كالتالي :-
~~standard deviation of x~~

1 Addition and subtraction :- (+, -)

* الشرح رح يكون من خلال المثال الآتي :-

* Ex :- Assume you have three data :-

$$A (1.76 \pm 0.03), B (1.89 \pm 0.02), C (0.59 \pm 0.02)$$

Find the result of the following operation :-

$$A + B - C$$

الحل
 أولاً: للتنسيق
 ولتوضح بالليل كيفية
 الحل بأسرع الـ Data
 كما يلي :-

$$\begin{array}{r} \boxed{1} \quad \boxed{S_1} \\ A (1.76 \pm 0.03) + \\ \boxed{2} \quad \boxed{S_2} \\ B (1.89 \pm 0.02) + \\ \boxed{3} \quad \boxed{S_3} \\ C (0.59 \pm 0.02) - \\ \hline y (\boxed{1+2-3} \pm \sqrt{(S_1)^2 + (S_2)^2 + (S_3)^2}) \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \boxed{S_4} \\ \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad 4 \end{array}$$

$$\boxed{4} = \boxed{1} + \boxed{2} - \boxed{3} \rightarrow \boxed{4} = 1.76 + 1.89 - 0.59$$

$$\boxed{4} = 3.06$$

$$\boxed{S_4} = \sqrt{(S_1)^2 + (S_2)^2 + (S_3)^2} \rightarrow \boxed{S_4} = \sqrt{(0.03)^2 + (0.02)^2 + (0.02)^2}$$

$$\boxed{S_4} = 0.04123$$

لكن أنا بي اياها ثلاث عدد طازل الجواب

$$\boxed{S_4} = 0.04$$

لذا

$$\rightarrow y (3.06 \pm 0.04)$$

2 Multiplication and division :- ($\times$, $\div$)

* الشرح يكون من خلال مثال 😊

* Ex:- find the result of the following operation:-

$$y = (1.76 \pm 0.03) \times (1.89 \pm 0.02) / (0.59 \pm 0.02)$$

sol:-

$$y = \frac{(1.76 \pm 0.03)}{A \quad SA} \times \frac{(1.89 \pm 0.02)}{B \quad SB} / \frac{(0.59 \pm 0.02)}{C \quad SC}$$

$$y = \left(\underbrace{A \times B / C}_X \pm \underbrace{X \sqrt{\left(\frac{SA}{A}\right)^2 + \left(\frac{SB}{B}\right)^2 + \left(\frac{SC}{C}\right)^2}}_{SX} \right)$$

أولاً :- $X = \frac{1.76 \times 1.89}{0.59} \rightarrow X = 5.638$

3 sig fig 3 sig fig 2 sig fig

يجب أن يكون
2 sig fig

تدوير ال
rules

$$X = 5.6$$

ثانياً :- $SX = \sqrt{\left(\frac{0.03}{1.76}\right)^2 + \left(\frac{0.02}{1.89}\right)^2 + \left(\frac{0.02}{0.59}\right)^2} \times 5.6$

$$SX = 0.22 \rightarrow SX = 0.2$$

أني نلاحظ ال
المنزلة العشرية

$$y = (5.6 \pm 0.2)$$

* تدریس :-

* Exo :- Find the Average for :-

- (^A56.13 ± ^{SA}0.01)

- (^B65.06 ± ^{SB}0.07)

- (^C62.68 ± ^{SC}0.02)

sol:

$$\text{Average} = \frac{A+B+C+\dots}{N}$$

* بما أن العملية بينات (Data) على 3 :-

$$y = \frac{A+B+C}{3}$$

$$S_y = \sqrt{SA^2 + SB^2 + SC^2}$$

$$[*] y = \frac{56.13 + 65.06 + 62.68}{3}$$

$$y = 61.29$$

$$[*] S_y = \sqrt{(0.01)^2 + (0.07)^2 + (0.02)^2}$$

$$S_y = 0.0735$$

$$S_y = 0.07$$

$$\rightarrow (61.29 \pm 0.07)$$

* Exo: - find the number of moles for the following Data :-

- $[AgNO_3] = (0.1167 \pm 0.0002) M$

- Volume = $(36.78 \pm 0.04) L$

Sol:

$$n = M \times V$$

* بما أن الخطأ بين الـ (Data) عملية ضرب
فإن :-

$$y = A \times B$$

$$S_y = y \sqrt{\left(\frac{S_A}{A}\right)^2 + \left(\frac{S_B}{B}\right)^2}$$

4 sig fig

$$[*] y = \frac{0.1167}{4 \text{ sig fig}} \times \frac{36.78}{4 \text{ sig fig}} \rightarrow y = 4.29222$$

$$y = 4.292$$

$$[*] S_y = 4.292 \times \sqrt{\left(\frac{0.0002}{0.1167}\right)^2 + \left(\frac{0.04}{36.78}\right)^2}$$

$$S_y = 0.00871$$

$$\rightarrow S_y = 0.009$$

y ← أي بلائم الـ

$$\rightarrow (4.292 \pm 0.009) \text{ mole}$$

* mean and median :-

1 mean :- Average

($\bar{X}$) متوسط

$$\bar{X} = \frac{A+B+C+\dots}{N}$$

* Find the mean for the following data

~~0.1000~~ 0.1000, 0.0402, 0.9885, 0.0884

Sol: $\bar{X} = \frac{0.1000 + 0.0402 + 0.9885 + 0.0884}{4}$

$$\bar{X} = \frac{0.316775}{1}$$

$$\bar{X} = 0.3168$$

2 median :- middle value in a set of data that has been arranged in order of size. (المتوسط)

(A) If the data is an odd numbered $\rightarrow$ median = middle value

* Ex: you have the data :- 2.5, 2.7, 2.6, 2.9, 3.8
find the median?

Sol:

أولاً: ترتيب البيانات $\rightarrow$ 2.5, 2.6, 2.7, 2.9, 3.8

* بما أن الـ data عددهم فردي $\rightarrow$ median = middle value

$$\text{median} = 2.7$$

③ If the data is an even numbered set

→ median = Average of the two middle values

*Ex:- you have the data:- 3.4, 3.7, 3.9, 4.1

أولاً :-
ترتيب الأعداد → 3.4, 3.7, 3.9, 4.1 (مرتبات من الأول)

* بما أن الـ (data) عدد هم زوجي

فإن :-
median = Average of 2 middle values

$$\boxed{* \text{ median} = \frac{3.7 + 3.9}{2}}$$

$$\boxed{\text{median} = 3.8}$$

* Accuracy and precision :-

* Accuracy :- closeness of the measured value (x_i) from the true value (x_t)

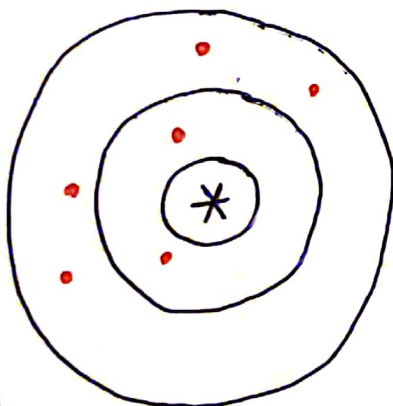
* مدى قرب القيمة المقاسة من القيمة الحقيقية (القيمة القولية) القيمة المعيارية

* precision :- closeness of the replicates from each other and describes the ~~reproducibility~~ reproducibility

* مدى تقارب القيم المقاسة لنفس التجربة من بعضها البعض ونسبة قابلية التكرار

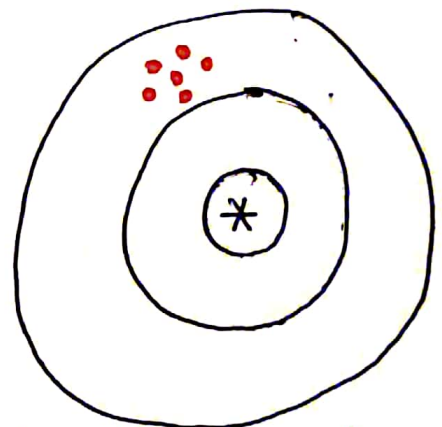
* x_t : true value (x_t)

①



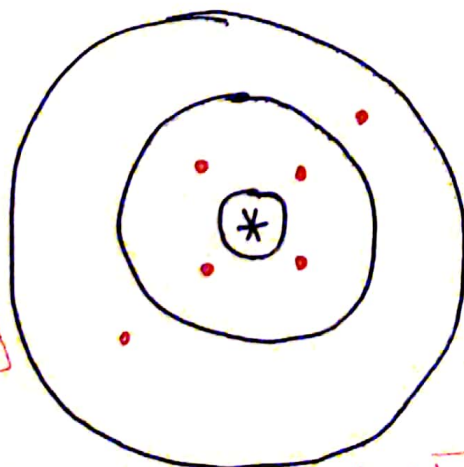
* not accurate
* not precise

②



* not accurate,
* but precise

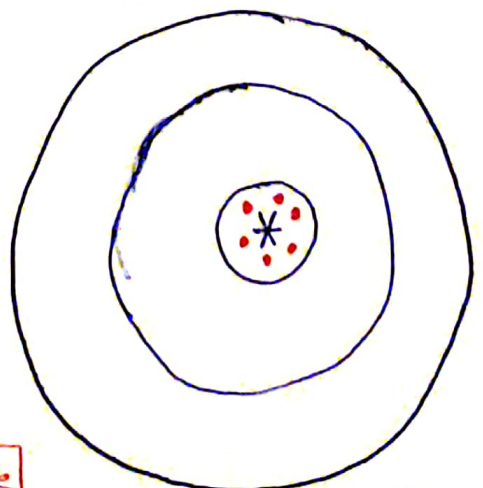
③



accurate
by the
chance

* For single measurement : not accurate
* for the average of measurement : accurate
* not precise

④



* accurate
* precise

* مثال على الحالة الثالثة :-

* Ex :- you have this measurements :-

5.0, 15.0, 7.5, 12.5 and the true value is ~~($X_t = 10.0$)~~ ($X_t = 10.0$)

* لاحظ أن كل كمية مقاسة لوحدها قيمتها بعيدة عن (X_t) لذا نقول :-

* each single measurement $\rightarrow$ not accurate

* لكن إذا حسبنا الـ (Average) لجميع القياسات :-

$$\bar{X} = \frac{5 + 15 + 7.5 + 12.5}{4}$$

$$\boxed{\bar{X} = 10.0}$$

لاحظ أن ($\bar{X} = X_t$) لذا نقول :-

* the average of measurements $\rightarrow$ accurate

accurate by the chance

$\leftarrow$ ونقول عن هذه الحالة

* لاحظ أيضاً أن القيم المقاسة، بعيدة عن بعضها البعض لذا

not precise

$\leftarrow$

* Accuracy :-

* Ways to express Accuracy *

Absolute Error (E)

$$E = x_i - x_t$$

where :-

x_i :- measurement

x_t :- true value

$$E = \bar{x} - x_t$$

where :- $\bar{x}$:- Average of the total measurements

Relative error (Er)

$$E_r = \frac{x_i - x_t}{x_t} \times 100\%$$

→ * 1000 ppt
→ * 10^6 ppm
→ * 10^9 ppb

* Example :- $x_i = 9.8 \text{ g}$ $x_t = 10.0 \text{ g}$

Find ① Absolute error ② Relative error

Sol :-

$$\textcircled{1} E = 9.8 - 10.0$$

$$E = -0.2 \text{ g}$$

$$\textcircled{2} E_r = \frac{9.8 - 10.0}{10.0} \times 100\%$$

$$E_r = \frac{-0.2}{10.0} \times 100\%$$

$$E_r = -2\%$$

* We can never determine accuracy exactly because the true value of a measurement quantity can never be known exactly.

* معلومة *

* precision :-

* Ways to express precision :-

- a) Range
- b) Deviation (deviation from the mean)
- c) Average deviation
- d) Standard deviation
- e) Variance
- f) Relative standard deviation (RSD)
- g) Coefficient of variation (CV)
- h) Standard deviation of the mean

(b) + (c)
فش مهمات كيش لانه
بالغالب ما نجيبوا عليهم
بس أنا فصلتهم للاختبار

* رح نحكي عنهم بالتفصيل

* Range :- (spread)

* To find the Range for set of values :-

$$\text{Range} = \boxed{\text{The largest Value of the set}} - \boxed{\text{The smallest value of the set}}$$

* The Range is always (+ve)

Ex : Find the Range for the following data :-

5.4 , 9.7, 8.3 , 4.3

Sol :

Range = largest value - smallest value

$$\text{Range} = 9.7 - 4.3 \rightarrow \boxed{\text{Range} = 5.4}$$

* Deviation :-

(deviation from the mean)

هو بعد القيمة المقاسة عن ال (Average)
لجميع القيم المقاسة

$$* d = |x_i - \bar{x}|$$

هنا الإشارة تكون معنوية
بصيرة :-

Ⓐ الإشارة الموجبة تعني أن
القيمة المقاسة أعلى من ال (average)

Ⓑ الإشارة السالبة تعني أن القيمة
المقاسة أقل من ال (average)

* Average deviation :-

هو ال (average) لجميع قيم
ال (deviation) في العينة

* average of all deviations in the sample

* نحسب ال (Average deviation) عن طريق :-

① نجد ال (Deviation) لكل قيمة مقاسة

من خلال القانون :- $d = |x_i - \bar{x}|$

② نجد ال (Average) لجميع القيم الناتجة من
الخطوات الأربعة

Ex: Find the deviation of each of the following data then find the average deviation %

2.3 , 2.6 , 2.2 , 2.4 , 2.9

Sol:

أولاً: نجد $(\bar{x})$ $\rightarrow \bar{x} = \frac{2.3 + 2.6 + 2.2 + 2.4 + 2.9}{5}$

$\bar{x} = 2.5$

ثانياً: - نجد الـ
Deviation
لكل قيمة $\rightarrow$

x_i	$d = x_i - \bar{x} $
2.3	$ 2.3 - 2.5 = 0.2$
2.6	$ 2.6 - 2.5 = 0.1$
2.2	$ 2.2 - 2.5 = 0.3$
2.4	$ 2.4 - 2.5 = 0.1$
2.9	$ 2.9 - 2.5 = 0.4$

ثالثاً: - نجد
Average deviation $\rightarrow$

$\frac{0.2 + 0.1 + 0.3 + 0.1 + 0.4}{5}$

Average deviation = $\frac{1.1}{5}$

Average deviation = 0.22

≈ 0.2

* Standard deviation :-

(نوعان)

Ⓐ Population standard deviation ($N > 20$)

$$\sigma = \sqrt{\frac{\sum (x_i - \mu)^2}{N}}$$

where :-

$\mu : \bar{x}$ mean

N : number of measurements

population standard deviation

Ⓑ Sample standard deviation ($N \leq 20$)

$$S = \sqrt{\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{N-1}}$$

* لا حظ :-

$(x_i - \bar{x}) \rightarrow$ Deviation

sample standard deviation

degrees of Freedom

طريقة العمل ستكون كما يلي :-

- ① أولاً نجد $(\bar{x})$
- ② نجد الـ Deviation لكل قيمة من خلال $(x_i - \bar{x})$ ونربعها
- ③ نجد مجموع الـ $(Deviation)^2$ لكل القيم
- ④ نضع الـ $(\sum (x_i - \bar{x})^2)$ في القانون ونطبق

Ex: - find the standard deviation for the following data:-

2.8 , 2.9, 3.1 , 3.4

Sol:

أولاً: $\rightarrow \bar{x} = \frac{2.8 + 2.9 + 3.1 + 3.4}{4}$

نجد $(\bar{x})$

$\bar{x} = 3.05$
= 5

$\boxed{\bar{x} = 3.0}$

ثانياً:

نتبع خطوات
الحل في الصفحة
السابقة

$\rightarrow$

x_i	$(x_i - \bar{x})$	$(x_i - \bar{x})^2$
2.8	$(2.8 - 3.0) = -0.2$	0.04
2.9	$(2.9 - 3.0) = -0.1$	0.01
3.1	$(3.1 - 3.0) = 0.1$	0.01
3.4	$(3.4 - 3.0) = 0.4$	0.16
		$\Sigma (x_i - \bar{x})^2 = 0.22$

ثالثاً:
نطبق القانون

$\rightarrow S = \sqrt{\frac{\Sigma (x_i - \bar{x})^2}{N - 1}}$

$S = \sqrt{\frac{0.22}{4 - 1}}$

$\boxed{S = 0.27}$

* لاحظ أننا استخدمنا الـ (sample S.D) وذلك لأن $(N < 20)$

* Variance :-

$$\text{Variance} = \underline{S^2}$$

↓
standard deviation

* Relative standard deviation (RSD) :-

$$\text{RSD} = \frac{S}{\bar{x}}$$

* Coefficient of variation (CV) :-

$$\text{CV} = \frac{S}{\bar{x}} \times 100\% \quad \rightarrow \quad \boxed{\text{CV} = \text{RSD} \times 100\%}$$

* ملاحظة :- لاحظ أن $\boxed{\text{CV} \equiv \text{RSD}}$

أي أن (CV) هو نفسه الـ (RSD) لكن
مكتوب بصفة نسبية مئوية

* Standard deviation of the mean (S_m) :- (standard error of the mean)

$$S_m = \frac{S}{\sqrt{N}}$$

Ex: The following replicates weights were obtained for a sample:

(29.8 / 30.2 / 28.6 / 29.7) mg

Calculate: ① Range ② standard deviation
③ Variance ④ RSD ⑤ CV ⑥ Sm

Sol:

① Range = largest value - smallest value

$$\text{Range} = 30.2 - 28.6$$

$$\boxed{\text{Range} = 1.6}$$

$$\textcircled{2} S = \sqrt{\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{N-1}}$$

$$\bar{x} = \frac{29.8 + 30.2 + 28.6 + 29.7}{4}$$

$$\bar{x} = 29.575 > 50$$

$$\boxed{\bar{x} = 29.58}$$

x_i	$(x_i - \bar{x})$	$(x_i - \bar{x})^2$
28.6	$(28.6 - 29.6) = -1.0$	1.0
29.7	0.1	0.01
29.8	0.2	0.04
30.2	0.6	0.36
		<u>1.41</u>

$$S = \sqrt{\frac{1.41}{4-1}}$$

$$\boxed{S = 0.69}$$

$$\textcircled{3} \text{ Variance} = S^2$$

$$\boxed{\text{Variance} = 0.47}$$

$$\textcircled{4} \text{ RSD} = \frac{S}{\bar{x}}$$

$$\text{RSD} = \frac{0.69}{29.6}$$

$$\boxed{\text{RSD} = 2.3 \times 10^{-2}}$$

$$\textcircled{5} \text{ CV} = \text{RSD} \times 100 \%$$

$$\text{CV} = 2.3 \times 10^{-2} \times 100 \%$$

$$\boxed{\text{CV} = 2.3 \%}$$

$$\textcircled{6} S_m = \frac{S}{\sqrt{N}}$$

$$S_m = \frac{0.69}{\sqrt{4}}$$

$$\boxed{S_m = 0.34}$$

* العلاقات بين المفاهيم السابقة :-

① $S \uparrow$ precision $\downarrow$ reproducibility $\downarrow$
 Scatter $\uparrow$ RSD $\uparrow$ Variance $\uparrow$ CV $\uparrow$

② $S_m \uparrow$ $N \downarrow$

حرف :-

$\uparrow$: يزداد

$\downarrow$: يقل

reproducibility : قابلية التكرار $\leftarrow$ قابلية وجوده تجزئ أو أكثر بنفس الفئة

Scatter : الانتشار $\leftarrow$ تباعد القيم عن بعضها البعض

سؤال مهم

* The reproducibility of replicate measurements may be expressed by:

- a) Relative error b) Absolute error
- c) Accuracy d) Standard error of the mean
- e) Relative uncertainty

هنا احنا حكتا انه ال (precision) ديف ال (reproducibility)
 لذا فان الذب يعني عن ال (precision) فانه يعني عن
 ال (reproducibility) لذا الجواب (d)

* Classifying experimental errors

I Indeterminate (Random) errors :-

أهم الأسباب التي لا زلنا نعرفها عن هاذن الـ (error) :-

A Causes the data to be scattered more or less systematically around the mean

* بما انه هاذن الـ (error) بظلي القيم متوزعة
لذا فإنه ~~لا يؤثر~~ سوف يؤثر على الـ (precision) ↓

B They affect precision, but not accuracy

C They are usually related to insufficiently controlled variations in experimental conditions

D They cannot be eliminated, but can be treated (statistically)

لا يمكن القضاء عليها لكن يمكن تخفيف أثرها بطرق إحصائية
مثل ما فعلنا في صفحة (7)

2 Determinate (Systematic) errors :-

أهم الأشياء :-

A Causes mean of data to differ from the true value

* بما أن هذا ال (error) بسبب بعد لمتوسط القيم
عن ال (μ_t) فإنه يؤثر على ال (accuracy) ↓

B They affect the accuracy of results

C In general a systematic error causes the results in a series of replicates to be all high or low

* هذا ال (error) يجعل القيم جميعها إذا قليلة أو عالية، لأنه لو كانت بعض القيم عالية وبعضها قليلة
ممكن يسبب أنه يكون ($\bar{x} \approx \mu_t$) ← accurate by the chance
مثل المثال صفحة (15)

3 Gross error :-

A It may cause the result to be either high or low

B Gross error lead to outliers
شذوذ

* هذا ال (error) يسبب شذوذ كحد القيم عن باقي القيم بحيث تكون اقلًا قليلة أو عالية ونستخدم اختبار اسمه (Q-Test) للكشف ما اذا كانت هذه القيمة يمكن قبولها أو لا

* سيتم شرح (Q-Test) بالتفصيل في (ch 7)

* أسئلة قنوية على (ch5+ch6) *

① The Answer of the following operation:
 (2.34×0.035) has Significant Figures

- a) 2 b) 3 c) 4 d) 5

Sol:

* حاجة لأبعاد ناتج العملية حسب نحل كما يلي:-

* $2.34 \rightarrow 3 \text{ Sig. fig}$

* $0.035 \rightarrow 2 \text{ Sig. fig}$

* والعملية عملية ضرب لذا نأخذ أقل عدد (Sig. fig) من المدخلات وهو (2)

الجواب : 2 a)

② The answer of the following operation:
 $(0.035 + 0.12 - 0.021)$ will have
 Significant figures

- a) 2 b) 3 c) 4 d) 5

Sol:

* ملاحظة:- في هذا السؤال يجب أبعاد الناتج :-

$$\begin{array}{r} 0.035 \\ 3 \text{ decimal places} \end{array} + \begin{array}{r} 0.12 \\ 2 \text{ decimal places} \end{array} - \begin{array}{r} 0.021 \\ 3 \text{ decimal places} \end{array} = \begin{array}{r} 0.134 \\ 2 \text{ decimal places} \end{array}$$

نطبق عليه الـ
 Rounding rules

$$= 0.13 \\ 2 \text{ Sig. fig}$$

الجواب : 2 a)

③ Calculate the standard deviation for the answer of the following mathematical operation, The number between brackets is the standard deviation of the preceding number. $80.0(\pm 2.0) / 21.0(\pm 4.0) = 3.81(\pm ??)$?

- a) 0.55 b) 0.38 c) 0.91 d) 0.82 e) 0.73

Sol:

* بما أن العملية عملية قسمة لذا نستخدم هذا

$$S_y = y \sqrt{\left(\frac{S_A}{A}\right)^2 + \left(\frac{S_B}{B}\right)^2} \quad \text{القانون :-}$$

$$S_y = 3.81 * \sqrt{\left(\frac{2}{80}\right)^2 + \left(\frac{4}{21}\right)^2}$$

$$S_y = 0.73$$

الجواب : e) 0.73

④ Find the answer and the standard deviation for the answer of the following mathematical operation: $5.58(\pm 0.08) + 2.24(\pm 0.05) - 1.2(\pm 0.1)$

- a) $6.6(\pm 0.6)$ b) $6.6(\pm 0.1)$ c) $7.6(\pm 0.1)$ d)

Sol:

$$y = 5.58 + 2.24 - 1.2 \rightarrow y = 6.62 \quad \sim 6.6$$

$$y = 6.6$$

$$S_y = \sqrt{(0.08)^2 + (0.05)^2 + (0.1)^2}$$

$$S_y = 0.1374 \quad \sim 0.1$$

$$S_y = 0.1$$

الجواب : b) $6.6(\pm 0.1)$

⑤ The following results were obtained in replicate determination of the lead content of a blood sample :-

(0.752, 0.756, 0.752, 0.751, 0.760)

ppm pb, calculate :-

- ① Standard deviation
- ② coefficient of Variation

Sol:

$$\bar{x} = \frac{0.752 + 0.756 + 0.752 + 0.751 + 0.760}{5}$$

$$\bar{x} = 0.754$$

x_i	$x_i - \bar{x}$	$(x_i - \bar{x})^2$
0.752	-0.002	4×10^{-6}
0.756	-0.002	4×10^{-6}
0.752	-0.002	4×10^{-6}
0.751	-0.003	9×10^{-6}
0.760	0.006	36×10^{-6}

$$① S = \sqrt{\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{N-1}}$$

$$S = \sqrt{\frac{57 \times 10^{-6}}{4}}$$

$$S = 0.00377$$

$$S = 0.004 \text{ ppm}$$

②

$$CV = \frac{S}{\bar{x}} \times 100\%$$

$$CV = \frac{0.004}{0.754} \times 100\%$$

$$CV = 0.5\%$$

⑥ For the determination of copper (Cu) in fuels, students (A) and (B) got the following data by an atomic absorption method, Based on the data in the following table only. If the true value for Cu in the fuel sample is (2.70 mg/L) the absolute error for data of student (A) is :

- a) 0.22
- b) - 0.22
- c) - 0.15
- d) 0.15
- e) 1.43

Student (A)		Student (B)	
Trial num.	Cu (mg/L)	Trial num.	Cu (mg/L)
1	3.00	1	4.20
2	3.10	2	4.10
3	2.90	3	4.10
4	2.90	4	4.10
5	2.70		
Standard deviation	0.15	Standard deviation	0.05

الحل

الخطأ المطلق (absolute error) لكل الـ (data)

$$E = \bar{x} - x_i$$

نستخدم القانون :

$$E = 2.92 - 2.70$$

$$E = 0.22$$

$$\bar{x} = \frac{3 + 3.1 + 2.9 + 2.9 + 2.7}{5}$$

$$\bar{x} = 2.92$$

الاجابة ا

⑦ For the determination of copper (Cu) in fuels. Students (A) and (B) got the following data by an atomic absorption method. Based on the data in the above table only, the Relative Standard Deviation (RSD) for data of student (B) is: =

- a) 23.5 ppt
- b) 51.4 ppt
- c) 30.5 ppt
- d) 41.4 ppt
- e) 12.1 ppt

Student A		Student B	
Trial number	Cu (mg/L)	Trial number	Cu (mg/L)
1	3.00	1	2.60
2	3.00	2	2.60
3	2.90	3	2.50
4	2.40	4	2.50
5	2.70		
Standard dev. (s)	0.12	Standard dev. (s)	0.06

Sol:

$$RSD = \frac{S}{\bar{x}} \times 1000 \text{ ppt}$$

$$RSD = \frac{0.06}{2.55} \times 1000 \text{ ppt}$$

$$RSD = 23.5 \text{ ppt}$$

$$\bar{x} = \frac{2.60 + 2.60 + 2.50 + 2.50}{4}$$

$$\bar{x} = 2.55$$

الجواب 23.5 ppt

⑧ For determination of copper in fuels, Students (A) and (B) got the following data by an atomic absorption method, Based on the data in the table, circle the correct statement:

a) Data for student (A) is more precise than that of (B)

b) Data for student (A) has a larger random error than that of (B)

c) student (A) has a more undeterminate error than that of (B)

d) Data for student (B) has more systematic error than that of (A)

e) Data for student (B) has less random error than that of (A)

Student (A)		Student (B)	
Trial num.	Cu (mg/L)	Trial num.	Cu (mg/L)
1	2.50	1	3.00
2	2.50	2	3.00
3	2.60	3	2.40
4	2.60	4	2.40
5		5	2.70
6		6	
(S)	0.06	(S)	0.12

الجواب @

من خلال قيم (S)

* في السؤال السابق لاحظ أن $S_{(B)} > S_{(A)}$

لذا فإن :- $\left((A) \text{ has fewer random error than } B \right) + \left((A) \text{ more precise than } (B) \right)$

* نلاحظ أيضاً أن قيمة (X_1) غير معروفة لذا لا يمكن تحديد الـ (Systematic error)

Analytical chemistry

Chapter 7 :

Statistical Analysis

Created by :
Obada Khaled Sakhrieh

* chapter 7 :

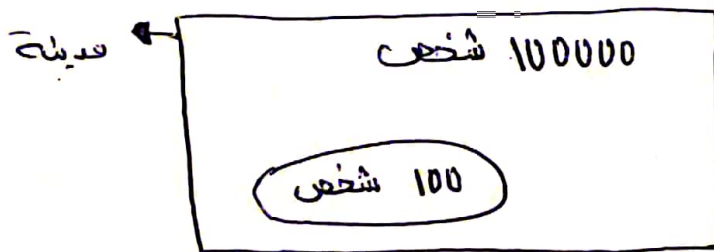
* كسان نفهم هاهن السابش فبيع بدي بديا
أوضح الفرق بين المفهومين التاليين

① population mean (μ)

② Sample mean ($\bar{x}$)

رح أشرحهم من خلال مثال توضيحي 😊

مثال :- لو افترضنا انه في مدينة عدد سكانها (100000)



وأكدنا منهم عينة (Sample) 100 شخص وحسبنا احسابي
المتوسط (mean) ① أعمار سكان المدينة
② أعمار الفئة أو العينة

population	التعداد الكلي	sample	العينة
$N = 100000$ شخص		$n = 100$ شخص	
* أو (population mean) μ : μ		* أو (sample mean) $\bar{x}$: $\bar{x}$	
$\mu = \frac{\sum_{i=1}^N x_i}{N}$		$\bar{x} = \frac{\sum_{i=1}^n x_i}{n}$	
		حيث أن :- x_i تمثل أعمار في هذا المثال	

* ملاحظ أنه كلما كبر حجم العينة (n) فإنها تقترب إلى (N) وبالتالي عندما تصبح ($n \approx N$) فإنه بالتالي تصبح ($\bar{x} \approx \mu$)

* هسا بدنا نعرف معلومة مهمة :-

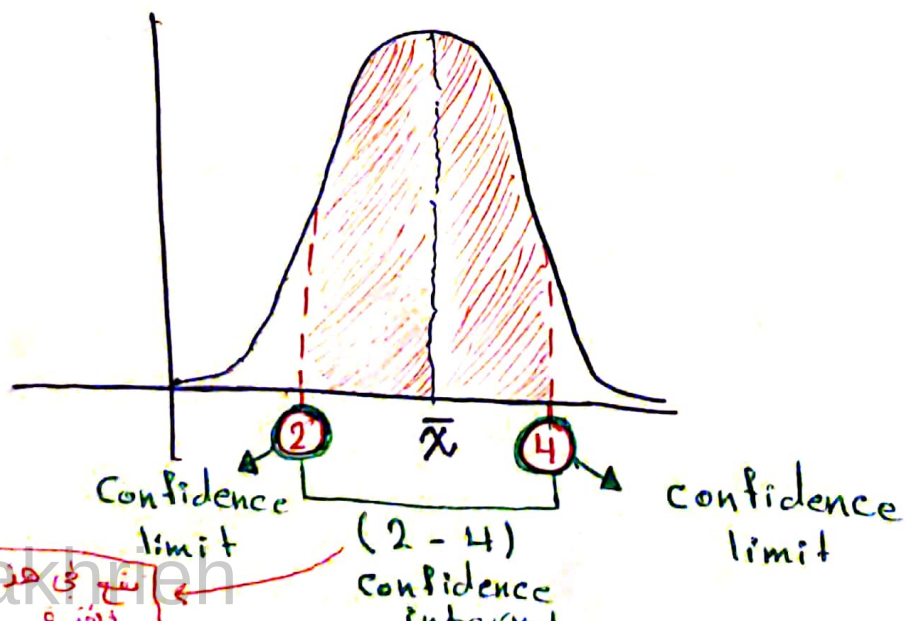
أنه إذا (μ population mean) لا يمكن قياسها بالطبط بالأنه من الصعب علينا (كما في المثال السابق) جمع جميع أعمار سكان المدينة وإيجاد المتوسط لهم لذلك نلجأ إلى :-

- ① Confidence limits (CL) : حدود الثقة
② Confidence interval (CI) : فترة الثقة

وذلك عن طريق أخذ عينة (sample) وحساب ($\bar{x}$ sample mean) لها ثم وضع حدود حول ($\bar{x}$) أو ($\bar{x}$) فتكون فترة تسمى (confidence interval) حيث تكون (μ population mean) تقع ضمن هذه الفترة

$$(\text{الحد الأصغر} > \mu > \text{الحد الأكبر})$$

توضح بالأسهم :-



* كيفية حساب حدود فترة الثقة :-

1 for a large set of data/assume $S \rightarrow \sigma$
($N > 20$)

* ربي هذه الحالة
تكون قيمة (σ) معطاه
في السؤال

A for single measurement
in a large data set

B for replicate
measurements

$$CL = x_i \pm Z\sigma$$

$$CL = \bar{x} \pm \frac{Z\sigma}{\sqrt{N}}$$

حيث :-
Z : قيمة ثابتة منطوقها من جدول
(Confidence level)
يعطى بالسؤال حسب الـ level

Confidence interval :
for replicates

$$\left(\bar{x} - \frac{Z\sigma}{\sqrt{N}} \right) \text{ to } \left(\bar{x} + \frac{Z\sigma}{\sqrt{N}} \right)$$

Confidence interval :
for single measurement

$$\left(x_i - Z\sigma \right) \text{ to } \left(x_i + Z\sigma \right)$$

CL
CL

2 for a small data set/ (assume $S \rightarrow \sigma$) لم يذكر
($N < 20$)

* في هذه الحالة في الغالب لا تعطى قيمة (σ)
و يجب علينا حسابها كما فعلنا في (ch 6)

A for single measurement

B for replicate measurements

$$CL = x_i \pm tS$$

$$CL = \bar{x} \pm \frac{tS}{\sqrt{N}}$$

حيث :-
t : قيمة ثابتة منطوقها من جدول
يعطى بالسؤال اسمه ($N-1$)

* Ex: The mercury content of water samples is routinely measured by a method whose standard deviation is 0.100 ppm (assume $s \rightarrow \sigma$, $N > 20$). Three replicate measurements of a water sample were performed and found to be (1.80, 1.58, 1.64) ppm using this method. what are the 80% and 95% confidence limits for: a) the single measurement (1.80 ppm)

Confidence level %	Z
80	1.29
95	1.96
99	2.58

b) the three replicate measurements

الحل:

* نلاحظ انه السؤال فيه داتا كئي فإمنا متوكذ المعطيات التي بنا اياها ومنطعا القانون وظهر

* نلاحظ: - قلنا بالسؤال :- (assume $s \rightarrow \sigma$) يعني القيمة التي هي (0.100 ppm) هاي فيه (6)

a) at 80%

$$CL = \bar{x}_i \pm Z \sigma$$

$$CL = 1.80 \pm 1.29 * 0.100$$

$$CL = 1.80 \pm 0.129$$

$$CL = 1.80 \pm 0.13$$

2 decimals

من الجدول
قالب 80%

at 95%

$$CL = \bar{x}_i \pm Z \sigma$$

$$CL = 1.80 \pm 1.96 * 0.100$$

$$CL = 1.80 \pm 0.196$$

$$CL = 1.80 \pm 0.20$$

2 decimals

6 at 80 %

$$CL = \bar{x} \pm \frac{Z \sigma}{\sqrt{N}}$$

$$CL = 1.67 \pm \frac{1.29 \times 0.100}{\sqrt{3}}$$

$$CL = 1.67 \pm 0.074$$

2 decimal

$$CL = 1.67 \pm 0.07$$

at 95 %

$$CL = 1.67 \pm \frac{1.96 \times 0.100}{\sqrt{3}}$$

$$CL = 1.67 \pm 0.113$$

2 decimal

$$CL = 1.67 \pm 0.11$$

$$\bar{x} = \frac{1.30 + 1.58 + 1.64}{3}$$

$$\bar{x} = 1.673$$

<5

$$\bar{x} = 1.67$$

* بعض الملاحظات على السؤال :-
 ① يمكن كتابة (CL) على شكل $(x_i + Z\sigma \text{ and } x_i - Z\sigma)$ لانهم كما تعلم حديث

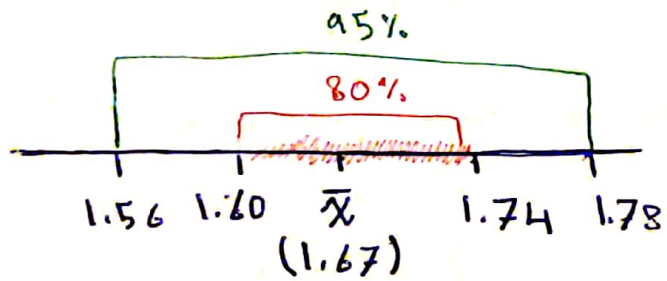
② معنى الـ 80% و الـ 95% :-

* There is an 80% probability that the population mean is located in the interval (from 1.60 to 1.74) ppm and 95% probability that it lies between (1.56 and 1.78) ppm

معناها انه يوجد احتمالية مقدارها (80%) أن
 الـ (population mean (μ)) تقع ضمن الفترة (1.60 - 1.74)
 وانه يوجد احتمالية مقدارها (95%) أن
 الـ (population mean (μ)) تقع ضمن الفترة (1.56 - 1.78)

* معلومة لتعميق الفهم فقط (١١)
ومارح يسألني عنها :-

هنا لاحظ في المثال السابق انه الفترة التي يتخضع
او 95% أكبر من الفترة التي يتخضع او 80% وعشان
هيك أصلاً الاحتمالية Φ تبعها أكبر



هنا ليس اذا بمرت الفترة بتزيد الاحتمالية ؟
 ← لانه زي ما بتلاحظ بالشكل فترة او (95%) بتشمل
 فترة او (80%) وزيادة عليها لذلك احتمالية تواجد (μ)
 أكبر رح تكون أكبر

* Ex : Given the following set of replicate data: (12.6, 11.9, 13.0, 12.7, 12.5) %

Calculate the 90 % confidence interval for the mean and the number of replicates needed for the mean to within (± 0.2) of the true mean at (90 % confidence)

Values of t Various levels probability			
Degrees of Freedom ($N-1$)	Factor for CI		
	80 %	90 %	95 %
1	3.08	6.31	12.7
2	1.89	2.92	4.30
3	1.64	2.35	3.18
4	1.53	2.13	2.78
5	1.48	2.02	2.57

Sol:

* ~~نجد قيمة (S)~~ $\rightarrow$ $(S \rightarrow 6)$ لذا: $CL = \bar{x} \pm \frac{tS}{\sqrt{N}}$
 نجد قيمة (S) و نعوضها في القانون

$$[*] \bar{x} = \frac{12.6 + 11.9 + 13.0 + 12.7 + 12.5}{5} \Rightarrow \bar{x} = 12.54 \approx 12.5$$

$$[*] S = \sqrt{\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{N-1}}$$

$$S = \sqrt{\frac{0.66}{4}} = 0.4$$

x_i	$x_i - \bar{x}$	$(x_i - \bar{x})^2$
12.6	0.1	0.01
11.9	-0.6	0.36
13.0	0.5	0.25
12.7	0.2	0.04
12.5	0.0	0.00
		0.66

$$\boxed{*} CL = \bar{x} \pm \frac{tS}{\sqrt{N}}$$

من الجدول قبال
الـ (4) لأنه الأقلم
تعمل (N-1) وأنا
عندي (N=5)

$$CL = 12.5 \pm \frac{2.13 \times 0.4}{\sqrt{5}}$$

$$CL = 12.5 \pm 0.381$$

$$CL = 12.5 \pm 0.4 \quad > 50$$

Confidence interval % (From 12.1 to 12.9)

$\boxed{*}$ المطلوب الثاني هو قبة (N) عندما %

$$\pm \frac{tS}{\sqrt{N}} \Rightarrow \pm 0.2$$

$$\rightarrow \sqrt{N} = \frac{tS}{0.2}$$

$$\rightarrow N = \left(\frac{tS}{0.2} \right)^2$$

$$\rightarrow N = \left(\frac{2.13 \times 0.4}{0.2} \right)^2$$

$$\rightarrow N = 18.14$$

تكن (N) يجب أن تكون عدد صحيح لأنه
يمثل عدد التجارب أو عدد البيانات وبعاً أنه
العدد < 18 لذلك

$$\boxed{N = 19}$$

* Determine the (80%) confidence interval for the mean value (1108.3 mg/L).
If you know that the number data is (7)
given [S=19 "Estimate of σ "]

Confidence Level	Z
50 %	0.67
68 %	1.00
80 %	1.28
90 %	1.64
95 %	1.96
99 %	2.58

Sol:

⊗ مكالي إنـ ("S is estimate of σ ")

لذلك :-

$$\otimes CL = \bar{x} \pm \frac{Z \sigma}{\sqrt{n}}$$

$$\otimes CL = 1108.3 \pm \frac{1.28 \times 19}{\sqrt{7}}$$

$$\otimes CL = \frac{1108.3 \pm 9.192}{1 \text{ decimal}} > 50$$

$$\otimes CL = 1108.3 \pm 9.2$$

$$\otimes CI : (1099.1 - 1117.5)$$

$$\bar{x} = 1108.3$$

معطى في السؤال

* a sample of blood : 0.084, 0.089, 0.079
calculate the 95 % confidence interval for the mean

Values of t			
Degrees of Freedom	Factor for Conf. level		
	80 %	90 %	95 %
1	3.08	6.31	12.7
2	1.89	2.92	4.30
3	1.64	2.35	3.18
4	1.53	2.13	2.78

Sol:

* لم يذكّر (S → 6) لذلك ؟

$$[*] CI = \bar{x} \pm \frac{tS}{\sqrt{N}}$$

$$CI = 0.084 \pm \frac{4.30 * 0.005}{\sqrt{3}}$$

$$CI = 0.084 \pm 0.0124$$

3 decimal

$$CI = 0.084 \pm 0.012$$

$$CI : (0.072 - 0.096)$$

$$[*] \bar{x} = \frac{0.084 + 0.089 + 0.079}{3}$$

$$\bar{x} = 0.084$$

$$[*] S = \sqrt{\frac{\sum (x_i - \bar{x})^2}{N - 1}}$$

x_i	$(x_i - \bar{x})$	$(x_i - \bar{x})^2$
0.084	0.000	0.000
0.089	0.005	2.5×10^{-5}
0.079	-0.005	2.5×10^{-5}
		5×10^{-5}

$$S = \sqrt{\frac{5 \times 10^{-5}}{2}}$$

$$S = 0.005$$

* The (99%) confidence limit for Zn in certain water sample is (2.90 ± 0.25) mg/L. Circle the correct statement:

- a) There is (1%) probability that (μ) lies within the range of $(2.65 - 3.15)$ mg/L
- b) The standard deviation for this analysis is (0.25%)
- c) There is (99%) probability that (μ) lies outside the range $(2.65 - 3.15)$ mg/L
- d) There is a (0.25%) systematic error in the above determination of Zn in water sample
- e) None of the above

الجواب: e) None of the above لا ب

There is a (99%) probability that (μ) lies within the range $(2.65 - 3.15)$ ← ا + ج

← ب غلط لأنه : الـ (0.25) تعبر عن (S) بل تعبر عن $\left(\frac{1S}{\sqrt{N}}\right)$ أو $\left(\frac{Z6}{\sqrt{N}}\right)$

← د غلط لأنه : الـ (0.25) تعبر عن error

* A Student got the following replicate measurements for Fe in multivitamin tablets: 1.53, 1.58, 1.52, 1.66, 1.61 mg/L and the standard deviation (S) is found to be (5.79 mg/L). The five replicates are the only indication of the precision of the method calculate the 95% confidence interval based on the five replicate

a) 3.9

b) 4.4

c) 7.2

d) 6.5

e) 5.6

Values of t				
Degrees of Freedom	Factor For confidence interval			
	80%	90%	95%	99%
3	1.64	2.35	3.18	5.84
4	1.53	2.13	2.78	4.60
5	1.48	2.02	2.57	4.03
6	1.44	1.94	2.45	3.71
∞	1.29	1.64	1.96	2.58

الاجابة

$$\frac{tS}{\sqrt{N}}$$

* المطلوب ايضا

$$t = 2.78$$

$$S = 5.79$$

$$N = 5$$

$$\frac{tS}{\sqrt{N}} = \frac{2.78 \times 5.79}{\sqrt{5}}$$

$$= 7.2$$

* Q-Test :-

⊠ the Q test is commonly used to decide when to keep/reject a single value in a data set (outlier value)

⊠ نستخدم الـ (Q-Test) عشان نحدد هل في عنا قيمة شاذة بين مجموعة من البيانات وأنت هل هي مقبولة ولا مرفوضة بحيث :-

⊠ $Q_{exp} > Q_{crit} \rightarrow$ the suspect value is **rejected**

⊠ $Q_{exp} < Q_{crit} \rightarrow$ the suspect value is **kept**

$$* Q_{exp} = \left| \frac{\text{suspect value} - \text{nearest value}}{\text{Range}} \right|$$

منحسبها بال قانون اللي فوق

Q calculated ← منطالعها من جدول حسب الـ (Confidence level)

Q tabulated ← القيمة اللي بحدلك اياها عشان تكون

هل هي مقبولة أم لا

حيث :-

: Q_{exp}

: Q_{crit}

: suspect value

$$\text{Range} = \text{largest value} - \text{smallest value}$$

* A chloride determination has the following four results from replicate measurements:

44.28% , 44.56% , 44.37% , 44.33%

the value 44.56% , should it be kept or rejected ?

at 90% confidence

Number of observation	Q_{crit}	Q_{crit}	Q_{crit}
	90%	95%	99%
3	0.941	0.970	0.994
4	0.765	0.829	0.926
5	0.642	0.710	0.821
6	0.560	0.625	0.740
7	0.507	0.568	0.680
8	0.468	0.526	0.634
9	0.437	0.493	0.598

أولاً :- ترتيب القيم تصاعدياً ↓ 44.28% , 44.33% , 44.37% , 44.56%

$$Q_{exp} = \left| \frac{\text{suspect} - \text{nearest}}{\text{Range}} \right|$$

$$Q_{exp} = \frac{44.56 - 44.37}{(44.56 - 44.28)} = 0.68$$

$$Q_{exp} > Q_{crit}$$

$$0.68 > 0.765 \quad \times$$

the suspect value kept and cannot be rejected

بما أن $Q_{exp} < Q_{crit}$

القيمة التي قبيل الـ (4) نحن الـ 90%

* The analysis of a calcite sample yielded (CaO) of 55.95, 56.00, 56.04, 56.08 and 56.23, the last value appears, should it be retained or rejected at 95% confidence level?

اعتبر على الجدول في المثال السابق

sol: ترتيب تصاعدي 55.95 / 56.00 / 56.04 / 56.08 / 56.23

$$Q_{exp} = \left| \frac{\text{suspect} - \text{nearest}}{\text{Range}} \right|$$

$$Q_{exp} = \left| \frac{56.23 - 56.08}{56.23 - 55.95} \right|$$

$$Q_{exp} = 0.535$$

$$Q_{exp} > Q_{crit}$$

$$0.535 > 0.710 \quad \times$$

suspect value kept and cannot be rejected

با أن $Q_{exp} < Q_{crit}$

القيمة التي قبلها
أو (5) نقرت أو 95%

Analytical chemistry

Chapter 8 :

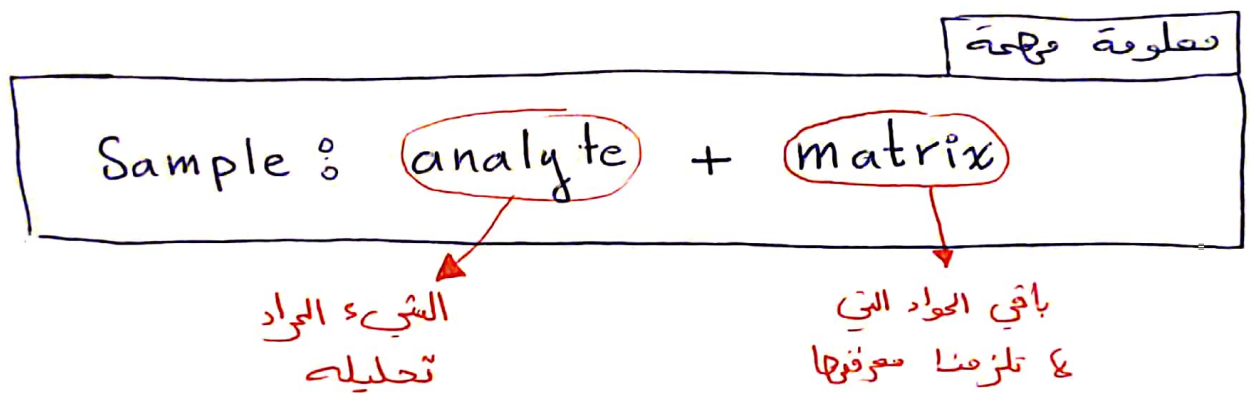
Gravimetric Methods of Analysis

Created by :
Obada Khaled Sakhrieh

* Chapter (8) :-

Gravimetric Methods of analysis

* Gravimetric methods :- are methods depend
الطرق الوزنية measuring mass with an
analytical balance



* There are two types gravimetric methods :-

1] precipitation methods

طرق الترسيب

2] Volatilization methods

طرق التطاير

1 precipitation methods :-

The analyte to be determined is precipitated by a precipitating agent yields a product (that has many properties).

رح نحكي فيهم لقدام

* رح أحكي الخطوات العامة للتجيب فقط من أجل أن تكمل عنا الصورة ونكون فاهمين لقدام (ليست للحفظ) :-

① بذوب الـ (Sample) في حائل مثل الماء عشان يتكون عندي محلول

② بضيف العامل الرسب (precipitating agent) شوي شوي مع التحريك والتسخين بحيث رح يتفاعل الـ (ppt agent) مع الـ (analyte) و يكونك راسب ذو صفات معينة

③ بضيف فائض (excess) من الـ (ppt agent) عشان أضمن حل الـ (analyte) قدر تفاعل و يكونك راسب

④ بتترك المحلول يرتاح شوي عشان الراسب ينزل لتحت و بروج بورن الـ (filtering crucible) فاضب

⑤ بعمل المحلول فلتره للحصول على الراسب ثم نضعه في الـ (oven) (فرن) لتجفيف الراسب وتحويله إلى مركب معروف نستطيع إجراء الحسابات بناءً عليه

⑥ فنوزن الـ (crucible) اللي جواته الراسب فيكون :-

$$\text{وزن الراسب} = \text{mass of ppt and crucible} - \text{mass of empty crucible}$$

* properties of the (ppt) and (ppt agent) :-

- ① The ideal ppt agent is one that reacts with one and only one analyte (specific reagent) to produce as a solid that is :-

properties of ppt

- sparingly soluble (not lost during filtration and washing)
- Readily filterable and washes free of contaminants (not a gelatinous mess)
- Unreactive with constituents of the atmosphere
- of known composition (or can be converted to something of known composition)

توضيح بسيط :-

* العامل المترسب المثالي هو الذي يتفاعل فقط مع مادة واحدة محددة التي هي الـ (analyte) ، لأنه لو تفاعل مع مادة ثانية رح يكون ترسب راسب يحتوي مادتين كلما أوزنه رح يكون الوزن للعادتين قبل التالى انا ما رح أفقد كمية الـ (analyte) في الـ (sample) فما رح استفيد

الرسب (analyte + ppt agent) :-

- * خصائص الراسب الذي يتكون من تفاعل (analyte + ppt agent) :-
- ① قليل الذوبان (لأنه لو كان عالي الذوبان رح أفقد جزء من الراسب خلال الفلترة)
 - ② قابل للفلتر بسهولة دون ترك طوئلك (بحيث لا يكون الراسب مادة جيلاتينية تترك بقايا على سطح الوعاء)

③ لا يتفاعل مع مكونات الغلاف الجوي

لأنه لو تفاعل مع مكونات الغلاف الجوي رح يعطيش مكونات جديدة و يغير حال في وزن الراسب

④ تكون مكوناته و طبيعته الكيميائية معروفة (أد يمكن تحويلها في ما بعد إلى صبغة معروفة بعد وضعها في الـ (oven) وذلك من أجل إيراد الحسابات

② precipitates with large particles size work better for filtration and washing

* الراسب ذات الحجم الكبير تعمل بشكل أفضل في عملية الفلترة لأنها لا تعبر خلال الثقوب

③ colloidal suspensions (ppt with particles size of 10^{-7} to 10^{-4}) are undesirable

* الراسب ذات الحجم الصغير غير مرغوب لعدة أسباب

وهي :-

a) The particles do not settle out

b) Filtration is difficult due to plugging ^{لا تستقر} of pores in the filter or passing through the filter

④ precipitate particles size can be controlled by the conditions used to cause precipitation :-

دفعاً

- a) ppt solubility b) temperature (T)
c) reactant concentration d) rate of mixing

* هنا رح نفترض جميع الظروف السابقة ونجمعها
في خاصية واحدة اسمها (relative supersaturation)

$$\text{relative supersaturation} \leftarrow RSS = \frac{Q - S}{S}$$

Concentration $\nearrow$
 $\nwarrow$ Solubility

* طبعاً هنا رح نحللي وين ال (T) وال (rate of mix.)
رح احكيلك انه تأثيرهم فشن مباشر على ال (RSS)

بحيث :-
تؤثر على (T) $\leftarrow$ S
rate of mixing $\leftarrow$ Q

* ملاحظات مهمة جداً :-

① A supersaturation solution is unstable solution that contains more solute

$\rightarrow$ undesirable

② large (RSS) $\Rightarrow$ the ppt tends to be colloidal

③ small (RSS) $\Rightarrow$ a crystalline solid is more likely

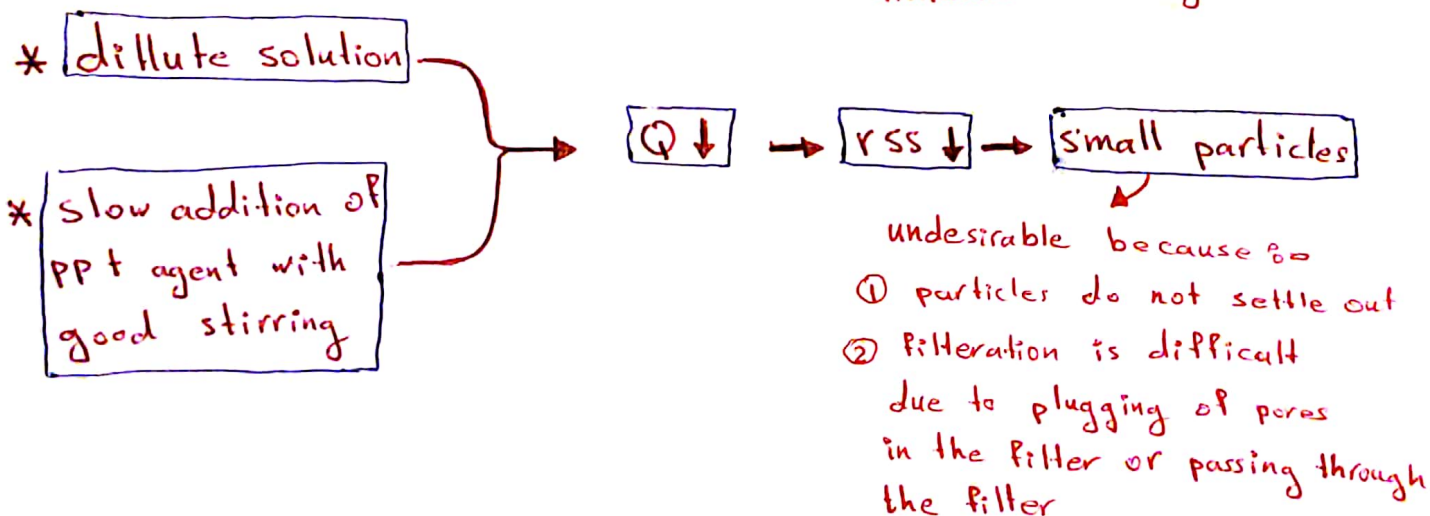
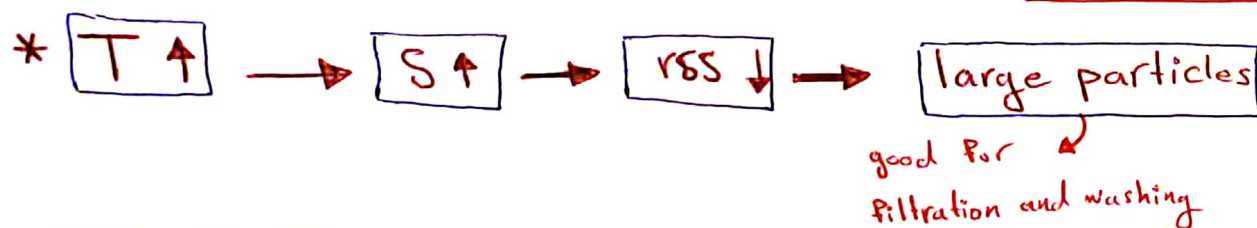
④ To increase ppt particles size we should minimize (RSS)

ppt

* Experimental variables that minimize supersaturation and leads to crystalline precipitate :-

- ① elevated temperature (increase S)
- ② dilute solutions (minimize Q)
- ③ slow addition of ppt agent with good stirring (minimize Q)
- ④ control pH (affects the S)

توضیح بسط :-



نکات

* Hydroxides of $Fe(III)$, Al , $Cr(III)$ and most sulfides of heavy metal ions form only as colloids because of their low solubility

* Mechanism of precipitate formation :-

* We assume that the precipitates are formed in two ways :-

a) Nucleation :- a few ions, atoms or molecules come together to form a stable solid

b) particle growth :- deposition of ions/molecules on the surface the solid (nucleated particles)

* توضيح :-

يوجد آليتين لتكون جسيمات الراسب
① Nucleation :- حيث تتجمع الأيونات والذرات والجزيئات على بعضها وتكون أنوية

② particle growth :- حيث تبدأ الأيونات أو الجزيئات بالترحب على سطح الأنوية التي تكونت مسبقاً ويبدأ نموها بالازدياد

* ملاحظات مهمة جداً *

① In general particles size is governed by the number of nuclei formed

* الذي يتحكم بحجم الجسيمات هو عدد الأنوية المتكونة بحيث :-

Ⓐ large supersaturation leads to more nuclei that lead to small particles (colloids)

Ⓑ small supersaturation leads to fewer nuclei that leads to large particles (crystals)

* وهنا يظهر لدينا كيف يؤثر الـ (RSS) بشكل مفصل على حجم الجسيمات حيث أنه يؤثر فعلياً على عدد الأنوية المتكونة والتي تؤثر على حجم الجسيمات

* كطب لبش عدد الأنوية يتأثر على حجم الجسيمات ؟

لأنه يكون عند عدد محدود من الأيونات حيث :-

① إذا كان عند عدد كبير من الأنوية رح تتوزع الأيونات على هذه الأنوية وترسب عليها فينكسر كل حبة بشكل بسيط

② أما إذا كان عند عدد قليل من الأنوية يعطى عند

عدد قليل من الأسطح وبالتالي كل سطح رح يترسب عليه عدد أكبر من الأيونات وبالتالي يتعطش حجم أكبر

② spontaneous nucleation is rare and usually you must induce nucleation to provide attract and hold ions/molecules by :-

- Ⓐ scratching the side of the container ^{خدش}
- Ⓑ Adding seed crystals

* تكون الكاثوية تلقائياً يكون نادر الحدوث لذلك يجب
إحداث وتكوين أوعية لتجذب الأيونات وترحب عليها
وذلك عن طريق :- ① خدش سطح الكاثود
② إضافة جسيمات مثان يترسب عليها

* Coagulation of colloids

* when first formed, ppt usually exist as colloidal particles, Brownian motion prevents their settling out of solution under the influence of gravity (do not coagulate spontaneously). Therefore, the colloidal particles need to coagulate (agglomerate) to increase the particle size ^{تفكك} ^{تكتل}

نوع من
أنواع الحركة
العشوائية

* أولا ما يتكون الراسب يتكون على شكل (colloids) ^{تتبع} يتحرك
بشكل عشوائي في المحلول ^{هـ} والذي يمنع هذه الجسيمات من الاستقرار
داخل المحلول تحت تأثير الجاذبية ^{هـ} مثان هيك ما يفسر عدم تفكك
تلقائياً لذلك فإن هذه الـ (colloids) بحاجة إلى عملية تفكك
لزيادة حجم الجسيمات وتسمى هذه العملية بـ (٣) طرق :-



* Coagulation accomplished by :-

- ① Heating
- ② Stirring
- ③ Adding electrolytes to negate the surface charges

* مصطلحات في غاية الأهمية (بشي عليهم احلّة) :-

* adsorption :- is the process in which a substance held on the surface of a solid

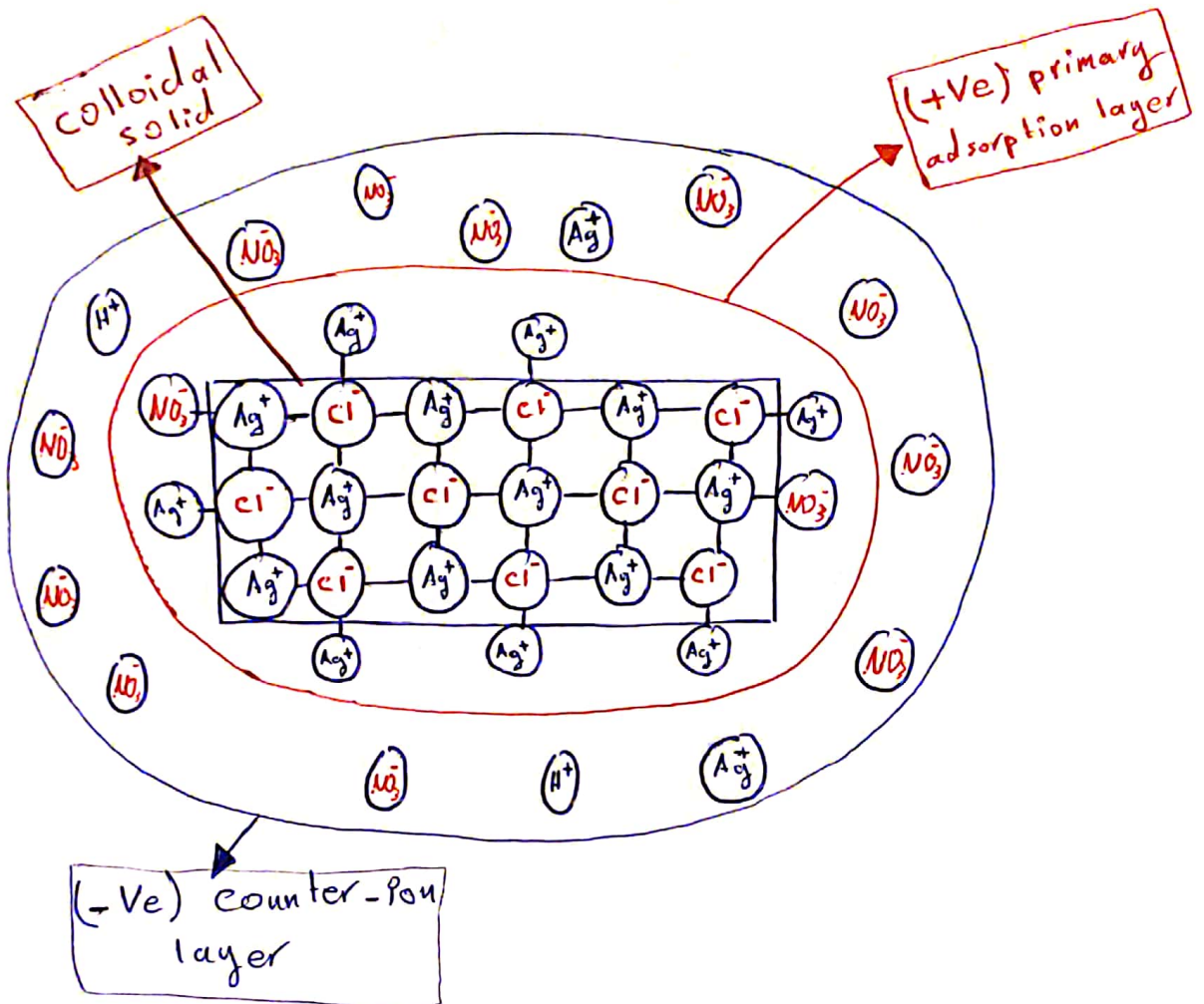
* absorption :- involves retention of substances within the pores of the solid

نظم

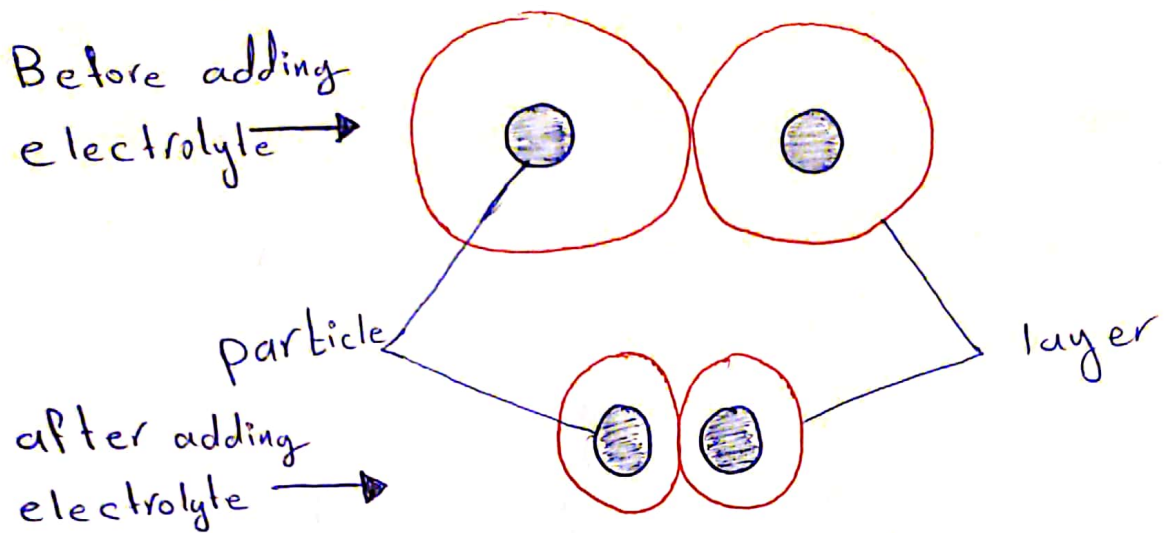
* هنا، إحنا حكيّا انه لما أخيف ال (ppt agent) على ال (sample) رح يهس تفاعل بين ال (ppt agent) و ال (analyte) بحيث يكون ال (ppt agent) هو ال (excess) و ال (analyte) هو ال (limiting) عشان أخبر انه كل ال (analyte) رح يظهر في الراسب

لذلك عند إضافة محلاً فائض من ($AgNO_3$)، إلى عينة تحتوي أيونات (Cl^-) سيتفاعل أيونات (Ag^+) مع (Cl^-) ويتكون عديم راسب ($AgCl$)، لكن سيبقى عديم فائض من أيونات (Ag^+) ستكون طبقة حول جسيمات الراسب تسمى (primary adsorption layer)

* أفا أيونات (NO_3^-) ستكون طبقة افي نسي
(counter-ion layer)



* هكينا عشان بدي أكبر حجم الجسيمات لازم أعمل
(coagulation) لكن وجود الطبقات حول الجسيمات ما
راح يسحب انهم يتقاربوا ببعض فما رح يتخثرُوا 6 ف لازم
أقلل من حجم هاي الطبقات عشان يتقاربوا ويحصل عدي
تخثر وهون بيبي دور ال (electrolyte)



* Increasing the electrolyte concentration has the effect of decreasing the Volume of counter ion layer, thereby increasing for coagulation

* Peptization of the Colloids :-

* peptization :- the process by which a coagulated precipitate (colloid) is returned to its colloidal (dispersed) state
عملية عكسية للتخثر (coagulation)
فشت

* peptization can be caused by :-

① washing away electrolytes responsible for coagulation

② Washing away colloidal pieces of the precipitate

* هسأرح تسأل: طب أنا بدى أر بتلزمى عملية الـ (coagulation) ليش بدى أسوي (peptization) ؟

← ممكن انه ار (coagulation) لم يحدث بالسوى المطلوب
نعمل (peptization) عشان أعيد العملية من أول
وممكن نحافظ أظرف أسباب حدوث (peptization) عشان
اتجنبها خلال عملية الـ (Washing and Filtration)

* ملاحظة مهمة *

* peptization can be minimized by washing a precipitate with a solution of an electrolyte that is volatilized during an ensuing drying step

خطوة تكون قبل التوزين
وذلك بوضع المراجب في الفون
ثم وضعه ~~(desiccator)~~ (desiccator)
حتى يبرد ثم توزن

* Treatment of colloidal precipitates :-

- 1] colloids are best precipitated from hot, stirred, dilute solutions
- 2] Filterability is improved if the coagulated colloid is digested (heated for over an hour in the mother liquid) ^{تعريف}
(Digestion expels water from the crystal producing a denser, better filtering precipitate)
- 3] Digestion also improves the purity and filterability of both crystalline and colloidal precipitates

* Co-precipitation :-

* Coprecipitation :- a process by which normally soluble compounds are carried out of solution by precipitate

* ار (Coprecipitation) هي عملية يحدث فيها ترسيب جاني مواد قابلة للذوبان وذلك عن طريق الترسيب وهي عملية غير مرغوبة

* There are four types (mechanisms) of coprecipitation :-

- 1 Surface adsorption
- 2 Mixed crystal formation
- 3 Occlusion
- 4 Mechanical entrapment

1 Surface adsorption :-

(Major source of contamination in Coagulated colloids but insignificance in crystalline ppt)

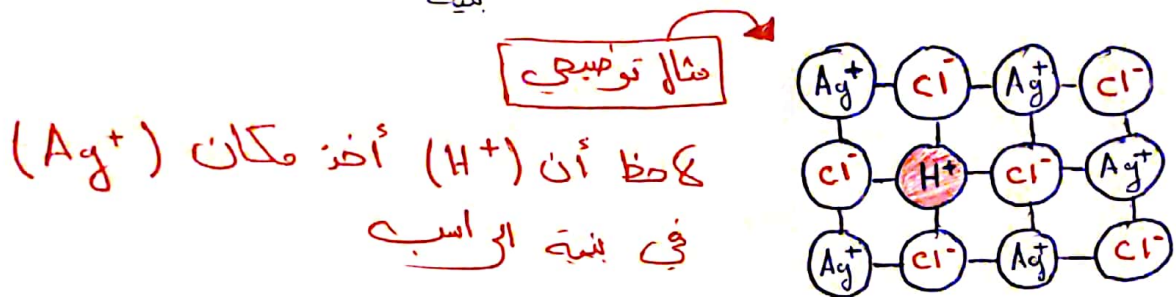
* Ways to minimize adsorbed impurities on colloids :-

- 1 digestion (denser mass and small surface area)
- 2 Reprecipitation or double precipitation

يجب علينا نقل مساحة السطح
وح نقل الشوائب عليها

2 Mixed crystal formation :-

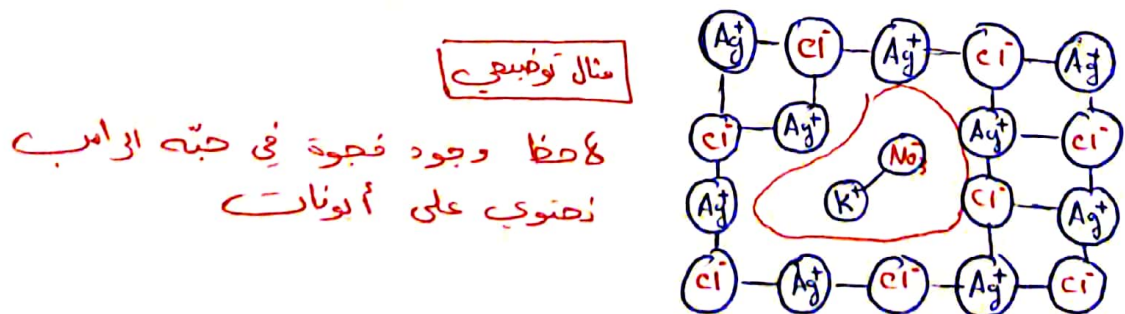
A type of coprecipitation in which a contaminant ion replaces an ion in the lattice of crystal
بنية



(occurs for both colloidal and crystalline precipitate)

3 Occlusion :-

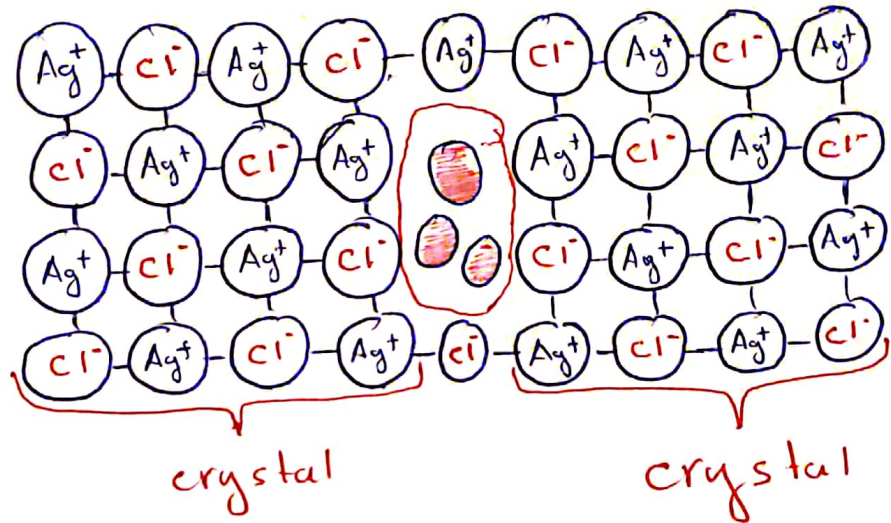
A type of coprecipitation in which an ion and its counter ion are trapped in a pocket of rapidly growing crystal



(occurs for crystalline ppt)

4 Mechanical entrapment :-

A type of Coprecipitation in which two crystals grow together and trap a species in space between them



(Occur for crystalline ppt)

* Co-precipitation is reduced by :-

- 1] using dilute solutions
- 2] Rapid filtration
- 3] Removing undesired ions before precipitation

* Coprecipitation impurities may cause either (-ve) or (+ve) errors :-

⊠ IF the contaminant is not compound of analyte $\rightarrow$ (+ve) error will result

* أي أن الملوّث عبارة عن مركّب لا يحتوي (analyte) لذلك عند التوزين دح. يزيد الوزن الذي من المفروض أن يكون للمركّب الذي يحتوي (analyte)

مثلاً :- إذا كان اد (analyte) هو (Cl^-) وال (compound of analyte) هو ($AgCl$) وال (contaminant) هو ($AgNO_3$) حيث أن الراسب يحتوي على ($AgCl$ و $AgNO_3$) فإذن اد ($AgNO_3$) سيعطي وزناً زائداً الأصل أن لا يظهر

⊠ IF the contaminant is compound of analyte :-

⊠ A And has higher molar mass than molar mass of ppt $\rightarrow$ (+ve) error

* مثلاً :- اد (analyte) هو (Cl^-) / الراسب ($AgCl$) $\leftarrow$ (الأصل يكون هيك) تكون عند في الراسب ($AgCl$) و ($BaCl_2$) دح يحدث زيادة في الوزن لأنه ($BaCl_2$). محتله المولية أكبر من الكتلة المولية لـ ($AgCl$)

⊠ B And has lower molar mass than molar mass of ppt $\rightarrow$ (-ve) error

* مثلاً :- اد (analyte) هو (Cl^-) / الراسب ($AgCl$) $\leftarrow$ الأصل تكون عند في الراسب ($AgCl$) و ($CaCl_2$) دح يحدث نقصان في الوزن لأنه ($CaCl_2$) محتله المولية أقل من كتلة ($AgCl$)

أسئلة الحل في (chapter 8) :-

* سنستخدم العلاقة التالية في أسئلة الحل :-

$$\underline{\% A} = \left[\frac{\text{Weight A}}{\text{weight of sample}} \right] \times 100\%$$

percent of analyte
in the sample

* Example 8.2 :- رح نبلش بهاض بعين 8.1

An iron ore was analyzed by dissolving a (1.1324 g) sample in concentrated HCl.

The resulting solution was diluted with water and the iron(III) was precipitated as the

hydrous oxide $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ by addition NH_3 .

After Filtration and washing, ~~the residue~~ the

residue was ignited at the high temperature to give (0.5394 g) of Fe_2O_3 (159.69 g/mol) calculate :-

a) % Fe (55.847 g/mol) in the sample

b) % Fe_3O_4 (231.54 g/mol) in the sample

Sol:

mass of sample = 1.1324 g

mass of ppt (Fe_2O_3) = 0.5344 g

a) أول برأسي نحول غرامات (Fe_2O_3) إلى مولات ثم إلى مولات (Fe^{+3}) ثم على قانون

$$0.5344 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mole } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159.69 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mole } \text{Fe}^{+3}}{1 \text{ mole } \text{Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{55.847 \text{ g } \text{Fe}^{+3}}{1 \text{ mole } \text{Fe}^{+3}} = 0.3773 \text{ g } \text{Fe}^{+3}$$
$$\% \text{Fe}^{+3} = \frac{0.3773}{1.1324} \times 100\%$$
$$\% \text{Fe}^{+3} = 33.32\%$$

b) لاحظ - العلاقة بين (Fe_2O_3) و (Fe_3O_4) في أيونات (Fe^{+3})

فيوجد مولات (Fe^{+3}) ثم بعمل نسبة بينها وبين (Fe_3O_4)

ثم يوجد غرامات (Fe_3O_4) ثم على قانون $\% \text{Fe}_3\text{O}_4$

$$0.5344 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mole } \text{Fe}_2\text{O}_3}{159.69 \text{ g } \text{Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mole } \text{Fe}^{+3}}{1 \text{ mole } \text{Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{1 \text{ mole } \text{Fe}_3\text{O}_4}{3 \text{ mole } \text{Fe}^{+3}} \times \frac{231.54 \text{ g } \text{Fe}_3\text{O}_4}{1 \text{ mole } \text{Fe}_3\text{O}_4} = 0.5214 \text{ g } \text{Fe}_3\text{O}_4$$

$$\% \text{Fe}_3\text{O}_4 = \frac{0.5214}{1.1324} \times 100\%$$

$$\% \text{Fe}_3\text{O}_4 = 46.04\%$$

* Example 8.1 :-

The calcium in a 200 ml sample of a natural water was determined by precipitating the cation as CaC_2O_4 . The precipitate was filtered, washed, and ignited in a crucible with empty mass of (26.6002 g). The mass of the crucible plus CaO (56.077 g/mol) was (26.7134 g). Calculate the concentration of Ca (40.078 g/mol) in the water in units of grams per 100 mL.

الوحدة المطلوبة

Sol:

$$\text{mass of ppt (CaO)} = \text{mass of crucible plus CaO} - \text{mass of empty crucible}$$

$$\text{mass of CaO} = 26.7134 - 26.6002$$

$$\text{mass of CaO} = 0.1132 \text{ g}$$

$$0.1132 \text{ g CaO} \times \frac{1 \text{ mole CaO}}{56.077 \text{ g CaO}} \times \frac{1 \text{ mole Ca}^{+2}}{1 \text{ mole CaO}} \times \frac{40.078 \text{ g Ca}^{+2}}{1 \text{ mole Ca}^{+2}}$$
$$= 0.0809 \text{ g Ca}^{+2}$$

$$\text{concentration} = \frac{0.0809 \text{ g Ca}^{+2}}{200 \text{ mL}}$$

الوحدة

2 x 100 mL

$$\text{conc.} = 0.04045 \text{ g/100 mL}$$

☒ Example 8.3 :-

* A 0.2356 g sample containing only NaCl (58.44 g/mol) and BaCl₂ (208.23 g/mol) yielded 0.4637 g of dried AgCl (143.32 g/mol). Calculate the percent of each halogen compound in the sample.

* لايجاد النسبة كل مركب يجب علينا ايجاد كتلة كل واحد منهم soln

$$\text{mass of sample} = 0.2356 \text{ g}$$

* لاحظ أن العينة تتكون فقط من (BaCl₂) و (NaCl) لذلك :-
(افرض $\text{mass}_{\text{NaCl}} = x$) و ($\text{mass}_{\text{BaCl}_2} = y$)

$$x + y = 0.2356 \text{ g} \quad \text{--- ①}$$

* لاحظ أن كلا المركبين الهالوجينيين يحتويان على الـ (Cl⁻)
لذلك فإن هناك (AgCl) تتجث من تفاعل (BaCl₂) وهناك
(AgCl) تتجث من تفاعل (NaCl) بحيث :-

$$\frac{\text{عدد مولات AgCl القادمة من (BaCl}_2\text{)}}{\text{قائمة من عدد المولات مجهولة (y)}} + \frac{\text{عدد مولات AgCl القادمة من (NaCl)}}{\text{قائمة من عدد المولات مجهولة (x)}} = \boxed{\frac{\text{عدد مولات AgCl الكلية}}{\text{مطلوبها من غرامات AgCl الكلية (m.m.)}}}$$

$$\frac{0.4637}{143.32}$$



$$\text{moles of AgCl came from NaCl} = x \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mole NaCl}}{58.44 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ mole AgCl}}{1 \text{ mole NaCl}}$$

$$= \boxed{\frac{x}{58.44} \text{ mole AgCl}}$$



$$\text{moles of AgCl came from BaCl}_2 = y \text{ g BaCl}_2 \times \frac{1 \text{ mole BaCl}_2}{208.23 \text{ g BaCl}_2} \times \frac{2 \text{ mole AgCl}}{1 \text{ mole BaCl}_2}$$

$$= \boxed{\frac{2y}{208.23} \text{ mole AgCl}}$$

* نعوض في القانون :-

$$\boxed{\frac{x}{58.44} + \frac{2y}{208.23} = \frac{0.4637}{143.32}} \text{ ---- (2)}$$

* حار عددي معادلتين رياضيتين بجداولين
(إما بالحدوف أو التعويض)

$$\frac{x * 58.44}{58.44} + \frac{2y * 58.44}{208.23} = \frac{0.4637}{143.32} * 58.44 \quad \text{نرتب على شكل معادلة (2)}$$

$$\underline{x} + \frac{116.88 y}{208.23} = \frac{0.4637 * 58.44}{143.32} \text{ --- تصبح :-}$$

بالحذف %

$$x + y = 0.2356$$

$$x + \frac{116.88y}{208.23} = 0.1801$$

$$0.4387y = 0.0462$$

$$y = 0.1053 \text{ g BaCl}_2$$

$$\% \text{ BaCl}_2 = \frac{0.1053}{0.2356} \times 100 \%$$

$$\% \text{ BaCl}_2 = 44.7 \%$$

النتيجة % - $\% \text{ NaCl} = 100\% - 44.7\%$

$$\% \text{ NaCl} = 55.3 \%$$

أسئلة على (chapter 8) - ٥٠

① When a (4.000 g) of mineral ore sample containing $\text{Sn}(\text{CO}_3)_2$ (238.7 g/mol) and other inert material was reacted with excess HCl solution and liberated CO_2 was bubbled through an excess solution of $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (74.0 g/mol), the mass precipitated CaCO_3 (100 g/mol) was 0.4500 g. The percentage $\text{Sn}(\text{CO}_3)_2$ in sample is :

- 1) 6.71 %
- 2) 13.43 %
- 3) 26.85 %
- 4) 3.36 %
- 5) 53.7 %

الجواب ②

Sol:

$$0.45 \text{ g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mole CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mole Sn}(\text{CO}_3)_2}{2 \text{ mole CaCO}_3} \times \frac{238.7 \text{ g Sn}(\text{CO}_3)_2}{1 \text{ mole Sn}(\text{CO}_3)_2} = 0.537 \text{ g Sn}(\text{CO}_3)_2$$

$$\% \text{ Sn}(\text{CO}_3)_2 = \frac{0.537}{4} \times 100\% = 13.43\%$$

② Nickel (Ni) in (0.1020 g) sample was precipitated as the dimethylglyoxime complex ($\text{Ni}(\text{DMG})_2$) (286.41 g/mol). The mass of $\text{Ni}(\text{DMG})_2$ was found to be 176 mg. Calculate percent Ni (58.70 g/mol) in the sample.

- 1) 17.8 %
- 2) 3.44 %
- 3) 35.3 %
- 4) 71.7 %
- 5) 50.2 %

Solⁿ

$$176 \times 10^{-3} \text{ g } \text{Ni}(\text{DMG})_2 \times \frac{1 \text{ mole } \text{Ni}(\text{DMG})_2}{286.41 \text{ g } \text{Ni}(\text{DMG})_2} \times \frac{1 \text{ mole Ni}}{1 \text{ mole } \text{Ni}(\text{DMG})_2} \times \frac{58.7 \text{ g Ni}}{1 \text{ mole Ni}} = \boxed{0.036 \text{ g Ni}}$$

$$\boxed{\% \text{ Ni}} = \frac{0.036}{0.1020} \times 100 \%$$

$$\boxed{\% \text{ Ni} = 35.3 \%}$$

③ الجواب

③ Which of the following does not lead to crystalline (large particle size) precipitate?

- 1) Elevated temperature
- 2) Dilute solutions
- 3) Slow addition of precipitating agent with good stirring
- 4) low temperature

الجواب ④

low temp. $\rightarrow$ low Solubility $\rightarrow$ large rss $\rightarrow$ colloidal precipitate (small particle size)

④ The process by which a coagulated precipitate is returned to its colloidal state is called :

- 1) peptization
- 2) Coagulation
- 3) Adsorption
- 4) Absorption
- 5) Co-precipitation

الجواب ①

⑤ A 0.4656 g sample containing only AlCl_3 (133.33 g/mol) and BaCl_2 (205.23 g/mol) yielded 0.8372 g AgCl (143.32 g/mol). Calculate the percent of each halogen compound in the sample?

- 1) % AlCl_3 = 44.99 % and % BaCl_2 = 55.01 %
- 2) % AlCl_3 = 20.56 % and % BaCl_2 = 79.44 %
- 3) % AlCl_3 = 75.99 % and % BaCl_2 = 24.01 %
- 4) % AlCl_3 = 22.81 % and % BaCl_2 = 77.19 %

Sol:

x = mass AlCl_3

y = mass BaCl_2

$$\boxed{x + y = 0.4656 \text{ g}} \quad \text{--- (1)}$$



$$\boxed{*} \quad x \text{ g AlCl}_3 \times \frac{1 \text{ mole AlCl}_3}{133.33 \text{ g AlCl}_3} \times \frac{3 \text{ mole AgCl}}{1 \text{ mole AlCl}_3}$$

$$= \boxed{\frac{3x}{133.33} \text{ mole AgCl}}$$



$$\boxed{*} \quad y \text{ g BaCl}_2 * \frac{1 \text{ mole BaCl}_2}{205.23 \text{ g BaCl}_2} * \frac{2 \text{ mole AgCl}}{1 \text{ mole BaCl}_2}$$

$$= \boxed{\frac{2y}{205.23} \text{ mole AgCl}}$$

$$* \left[\frac{3x}{133.33} + \frac{2y}{205.23} = \frac{0.8372}{143.32} \right] \text{ --- (2)}$$

* ترتيب المعادلة (2) بفرطها بـ $\frac{133.33}{3}$ فتصبح :-

$$x + 0.433y = 0.2596$$

* المعادلة (1) نطرح منها (2)

$$x + y = 0.4656$$

-

$$x + 0.433y = 0.2596$$

$$0.567y = 0.206$$

$$\boxed{y = 0.3633}$$

$$\% \text{ BaCl}_2 = \frac{0.3633}{0.4656} * 100\%$$

$$\boxed{\% \text{ BaCl}_2 = 78.03\%}$$

$$\% \text{ AlCl}_3 = 100\% - 78.03\% = \boxed{21.97\%}$$

لكن الخياران الموضوعة غير دقيقة

فنأخذ الخيار الأقرب وهو (4)

⑥ Which of the following would keep the relative super saturation at minimum during precipitation :-

- 1) Elevated temperature
- 2) Dilute solutions
- 3) Slow addition of precipitating agent with good stirring
- 4) All of the above

الجواب 4

⑦ Coagulation is accomplished by ?

- 1) Heating
- 2) stirring
- 3) Adding electrolyte to negate the surface charges
- 4) All of the above

الجواب 4

⑧ Consider the precipitation of substances by slowly pouring the precipitating agent into the sample while stirring vigorously

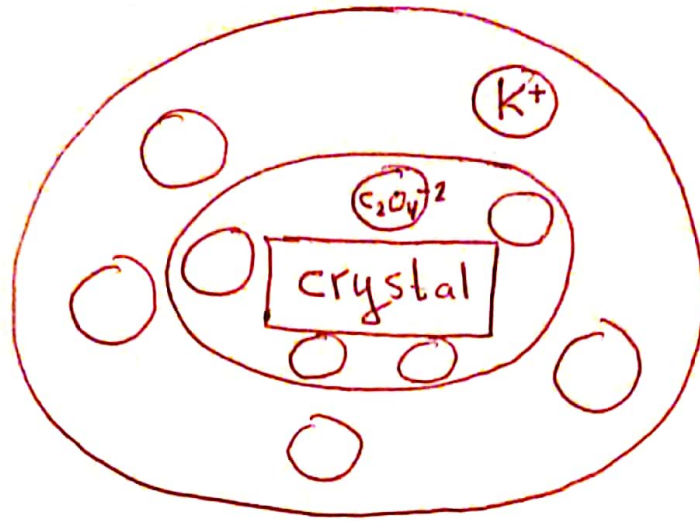
In Experiment II, the ion that will most likely form the primary adsorption layer after addition of excess precipitating agent is:

- 1) K^+
- 2) Ca^{+2}
- 3) $C_2O_4^{-2}$
- 4) Br^-
- 5) None of the above

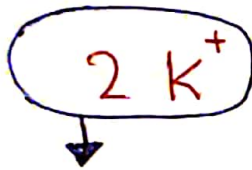
Experiment	type of ppt	ppting agent	precipitate
I	Crystalline	$Na_2P_2Cl_2$	$K_2P_2Cl_2$
II	Crystalline	$K_2C_2O_4$	CaC_2O_4
III	colloidal	Na_2S	NiS
IV	colloidal	KI	AgI

Experiment	sample
I	KCl
II	$CaBr_2$
III	$NiNO_3$
IV	$AgNO_3$

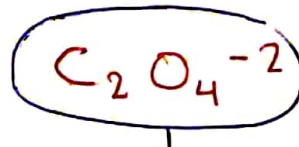
Sol:



analyte : Ca^{+2}



يكون الـ
(secondary layer)



ترتبط مع Ca^{+2}
ويكون الـ (ppt)
والفائف منها يكون
الـ (primary layer)

= ppting agent

⑨ A gravimetric experiment was performed for determination CrO_4^{2-} as PbCrO_4 (323.18 g/mol) by addition of excess $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ which of the following is correct?

- 1) A (-ve) error will occur if the ppt was contaminated with $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (294.19 g/mol)
- 2) A (+ve) error will occur if the ppt was contaminated with $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (294.19 g/mol)
- 3) A (-ve) error will occur if ppt was contaminated with Ag_2CrO_4 (331.73)
- 4) No error will occur
- 5) A (-ve) error will always occur

الجواب ① $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ لأنه الراسب متلته أكبر من
متلته المحلول $\left(\text{m.m}_{\text{contaminant}} < \text{m.m}_{\text{ppt}} \right)$ والعلوّ بحتوب
على الـ analyte

Analytical chemistry

Chapter 11 :

Titration

Created by :
Obada Khaled Sakhrieh

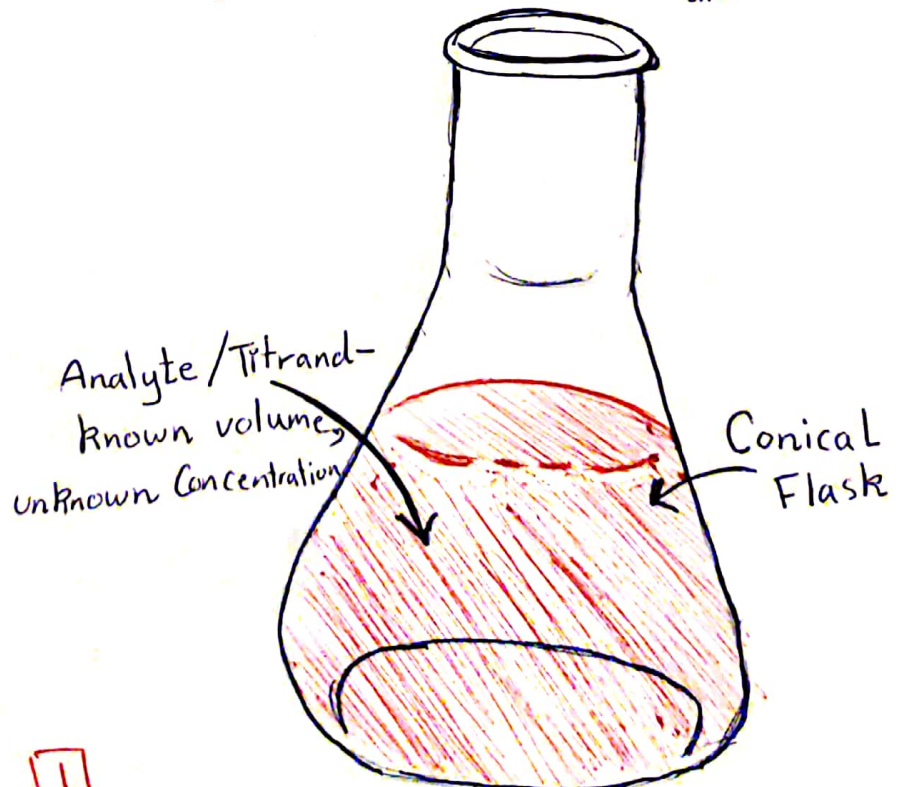
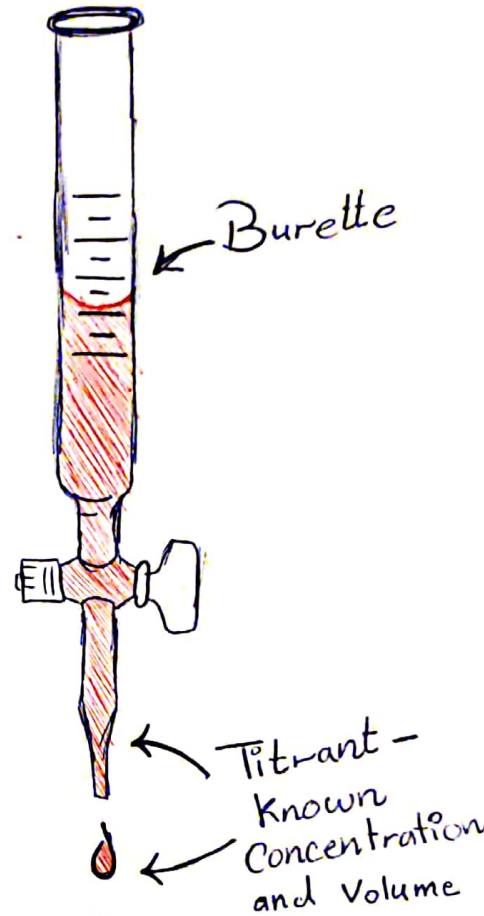
* Chapter 11 :-

Titration

* Titrimetric methods :-

analytical procedure in which the amount of an analyte is determined from the amount of a standard reagent required to react completely with the analyte.

* حيث يكون معروف عند زكيز و حجم
ال (titrant) فنجد من خلالها مولات
ال (titrant) ثم من خلال نسبة معينة في المولات
بين ال (titrant) وال (analyte) نجد مولات
ال (analyte)



* There are three types of titrimetric methods :-

- 1] Volumetric methods
- 2] Gravimetric titrimetry
- 3] Coulometric titrimetry

* General aspects of Volumetric titrimetric :-

* Standard solution (Standard titrant) :-

a reagent used to titrate the analyte
and the reagent must ...

- 1) Have precisely known concentration
- 2) Generally added from Burette

* حسابي احيى بشكل عام عن عملية الـ (titration)
عشان نفهم مصطلحات صحيحة :-

1) أدل إشي بضيف كاشف على الـ (analyte) بحيث روح
يتغير لون المحلول عندما يحدث تغير في خصائص المحلول

2) بيلش أنقطة قطرة قطرة من الـ (titrant) باستخدام الـ (Burette)

3) خلال عملية الـ (titration) روح أوصل لعن دريج معين على
الـ (Burette) يكون عنده الـ (titrant) يكافي الـ (analyte)
فداراً، يسمى هذه النقطة (Equivalence point) لكنها غير مشاهدة
لذلك نعمل عملية الـ (titration) حتى نصل عند نقطة يحدث عندها
تغير في لون المحلول ندل على انتهاء العملية وتسمى (End point)

⊠ Equivalence point :- point in titration

where the added titrant is chemically equivalent to the analyte (reaction is at the stoichiometric ratio)

on other words :- it is the amount of added titrant that is equivalent to the amount of analyte

* توضيح بسيط :-

هي النقطة التي يتفاعل فيها (كل) الـ (titrant) مع كل الـ (analyte) وهما ض هو معنى (يكافئ) بحيث انه كل من الـ (analyte) والـ (titrant) يكونان (limiting reactants) ، وتكون هذه النقطة دقيقة جداً لكن لا يمكن تحديدها عملياً

⊠ End point :- a physical property (color change) associated with the end point that is used to stop the titration

* نسمى في عملية الـ (titration) حتى يتغير لون المحلول والذي يعني انتهاء عملية (titration)

* بعد معرفة قيمة الـ (End point) نستطيع معرفة حجم الـ (titrant)

* لكن ! :- علينا اننا الـ (Equivalence point) يعطينا الحجم الدقيق

لذا أي إضافة من الـ (titrant) بعد الـ (Equivalence point) تعبر error يسمى (titration error)

* Titration error :- the difference in added titrant volume between the End point and Equivalence point

Always (+ve)
error
الخطأ دائماً موجب
 $V_{\text{equivalence}} < V_{\text{end}}$

$$E_{\text{titration}} = V_{\text{end point}} - V_{\text{equivalence point}}$$

* Indicator :- a species added to the analyte to give an observable change at (Endpoint) or near the equivalence point
الكاشف

* يصبح يتفاعل الـ (excess) من الـ (titrant) مع الـ (Indicator) وينتج مركب ذو لون واحد

* Titration :- a process that is used to determine the concentration of a solution of acid or base

* Back-titration :- titrating the amount of excess titrant added using second standard titrant

* Back titration is required when :-

① Rate of reaction between analyte and reagent is slow

titrant

② Standard solution lacks stability

* شرح لعملية الـ (Back titration) :-

① الـ (Back titration) هو نوع من أنواع الـ (titration) يستخدم عندما يكون الـ (titrant) يفتقر إلى الاستقرار وعندما يكون الـ (titrant) بطيء بحيث لن يتفاعل كل قطرة نازلة من الـ (Burette) مباشرة ، لذا سيكون من الصعب تحديد الـ (End point) لذلك نقوم في عملية الـ (Back titration) بإضافة كمية كبيرة من الـ (titrant) إلى (analyte) لكي تضمن تفاعل جميع الـ (analyte)

② أضاف الـ (excess titrant) (الذي لم يتفاعل مع الـ (analyte)) دج نعله (titration) باستخدام (second titrant) و ببلش أنقظ قطرة قطرة - بحيث يتفاعل الـ (excess titrant) مع الـ (Second titrant) - حتى أرحل الـ (End point)

③ لسا أرحل الـ (End point) دج أعرف الـ (Volume) الـ (second titrant) و معي تركيزه فبحسب فوكانه ثم بعمل نسبة وتناسب بين مولات كل من (2nd titrant) و (excess titrant) و بطلع معي مولات الـ (excess titrant)

* بس أنا ما بدى مولات الـ (excess titrant) ، أنا بدى مولات الـ (1st titrant) اللي تفاعل مع الـ (analyte) فبحسب من خلال العلاقة التالية :-

$$\text{amount (moles) of titrant that reacts with analyte} = \text{Total amount} - \text{amount of (excess titrant) that consumed in titration}$$

* آخر، اشي يوجد مولات الـ (analyte) من خلال النسبة والتناسب بين الـ (analyte) والـ (1st titrant)

* primary standards :-

* primary standard :- an ultra pure compound that serves as the reference material for gravimetric and volumetric titrimetric methods

* Desirable properties of the primary standard :-

- ① High purity
- ② stability in air
- ③ Absence of hydrated water molecules
- ④ Moderate cost and easy availability
- ⑤ solubility in the titration solutions
- ⑥ Large formula weight (molecular weight)

* أي (standard solution) يفترض لوادة من هذه الشروط نسبي (secondary standard)

فهم فقط

* Standard solution :- a solution of known concentration

* كما تعلمنا سابقاً :- انه (standard solution) مستخدم في الـ (titration) كـ (titrant) بحيث يتفاعل مع الـ (analyte) وجميع الحسابات تعتمد على هذا التفاعل

* Standard solutions are prepared in two ways :- بحيث يكون معروف تركيزه

① Direct method :-

a primary standard compound is carefully weighed and dissolved in an exactly known volume of solution

* بوزن كمية محددة من الـ (primary standard) و يذوبها بطول معروف الحجم لكي أكون قادر اني احسب تركيزه كد هي عبارة عن عملية (dilution)

② Standardization :-

is a process of determination the exact concentration of a solution

* The prepared standard solution is standardized by using it to titrate...

- A) weighed primary standard compound
- B) weighed secondary standard compound
- c) measured volume of another standard solution

* في الـ (standardization) بحد تركيز الـ (standard solution) عن طريق وضع واحد من الثلاث التي فوق في الـ (conical flask) بدل الـ (analyte) و * يسوي (titration)

* Desirable properties of standard solution :- اللي تستخدمه بال titration

- 1] The solution is stable and does not require re-standardization before use
- 2] The standard solution reacts quickly with the analyte
- 3] The reaction with the analyte is complete and good end point is observed
- 4] The reaction with analyte is selective and described by simple balanced equation

* ملاحظة :- أي (standard solution) منضو عن طريق

تخفيف أو (primary standard) أو فعلية

(standardization) يسمى (secondary standard solution)

* أسئلة الحل في (chapter 11) =

* رح تنقسم الأسئلة في هذا السابن إلى (٤) أنواع =

① التحضير: صيغة السؤال (Describe the preparation of (....) from the primary standard

* علينا سابقاً انه عن تحضير (standard solution) من الـ (primary standard) بوزن كمية من (primary standard) و يوزنها بحلول ، لذلك فإن المطلوب هو إيجاد كتلة الـ (primary standard)

* Example 11.1 =

* Describe the preparation of (5.000 L) of (0.1000 M) Na_2CO_3 (105.99 g/mol) from the primary standard solid.

sol:

المطلوب إيجاد غرامات Na_2CO_3 =

$$n = M \times V$$

$$n = 0.1 \times 5.0 \Rightarrow n = 0.5 \text{ mole } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

$$\boxed{0.5 \text{ mole } \text{Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{105.99 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mole } \text{Na}_2\text{CO}_3} = \boxed{53.00 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3}$$

* the solution is prepared by dissolving (53.00 g) of primary standard Na_2CO_3 in ~~water~~ water and diluting to (5.000 L) 10

⊠ Example 11-2 ⊐

* A standard (0.0100 M) solution of Na^+ is required for calibrating a flame photometric method for determining the element. Describe how (500.0 mL) of this solution can be prepared from primary standard Na_2CO_3 (105.99 g/mol).

sol:

* المطلوب ايجاد غُرَافَات (Na_2CO_3) وليس غُرَافَات (Na^+) رَكْز!!

$$n = M * \underline{V} \quad \text{باللتر}$$

$$n = 0.01 * 0.5 \rightarrow \boxed{0.005 \text{ mole } \text{Na}^+}$$

$$\boxtimes \quad 0.005 \text{ mole } \cancel{\text{Na}^+} * \frac{1 \text{ mole } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{2 \text{ mole } \cancel{\text{Na}^+}} * \frac{105.99 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mole } \cancel{\text{Na}_2\text{CO}_3}}$$

$$= \boxed{0.265 \text{ g } \text{Na}_2\text{CO}_3}$$

* the solution is prepared by dissolving (0.265 g) Na_2CO_3 in water and diluting to (500.0 mL)

② التخييف :-

* يطلب في هذه الأسئلة حساب (فكتر أو حجم) الطول (سواء قبل التخييف أم بعده) ونكلمنا عن هذه الأسئلة سابقاً في (Chapter 3) بالتفصيل حيث نستخدم العلاقة :-

$$\begin{aligned} \text{moles after dilution} &= \text{moles before dilution} \\ \Downarrow \\ (M \times V)_{\text{after}} &= (M \times V)_{\text{before}} \end{aligned}$$

* Example 11-3 :-

* How would you prepare (50.0 ml) portions of standard solutions that are :-
① 0.00500 M Na^+
② 0.00200 M Na^+
③ 0.00100 M Na^+
From (0.0100 M) Na^+ solution

Sol:

$$\textcircled{1} \quad (M \times V)_{\text{after}} = (M \times V)_{\text{before}}$$

$$0.005 \times 0.05 = 0.01 \times V$$

$$\boxed{V = 0.025 \text{ L}} \Rightarrow 25 \text{ mL}$$

$$② \quad 0.002 \times 0.05 = 0.01 \times V$$

$$V = 0.010 \text{ L} \Rightarrow 10 \text{ mL}$$

$$③ \quad 0.001 \times 0.05 = 0.01 \times V$$

$$V = 0.005 \text{ L} \Rightarrow 5 \text{ mL}$$

* $\left(\begin{matrix} 25 \text{ mL} \\ 10 \text{ mL} \\ 5 \text{ mL} \end{matrix} \right)$ of concentrated Na^+ solution

diluted to 50 ml to give $\left(\begin{matrix} 0.00500 \\ 0.00200 \\ 0.00100 \end{matrix} \right) \text{ M}$
of Na^+ solution

③ titration

* في هذه الأسئلة يلزمنا معرفة من هو الـ (titrant) ومن هو الـ (analyte) ← فقط لتعريف الفهم

* نعتبر آلية حل هذه الأسئلة على الـ (stoichiometric ration) بين الـ (analyte) والـ (titrant) ويمكن معرفة هذه النسبة من خلال معادلة موزونية تمثل التفاعل بين الـ (analyte) والـ (titrant) أر من خلال معلومة معطاة في السؤال

* Example 11-4 :-

* A (50.00 mL) volume of HCl solution required (29.71 mL) of (0.01963 M) Ba(OH)_2 to reach an end point with bromocresol green indicator calculate the molarity of the HCl.

(In the titration, 1 mole of Ba(OH)_2 reacts with 2 mole of HCl)

Sol:

* واضح من صيغة السؤال أن (HCl) analyte و (Ba(OH)₂) titrant

~~St~~ stoichiometric ratio:-
2 mole HCl : 1 mole Ba(OH)_2

* لاحظ انه اعطاني خطوات :-

$$* n_{\text{Ba(OH)}_2} = 0.02971 \times 0.01963$$

$$n_{\text{Ba(OH)}_2} = 5.832 \times 10^{-4} \text{ mole}$$

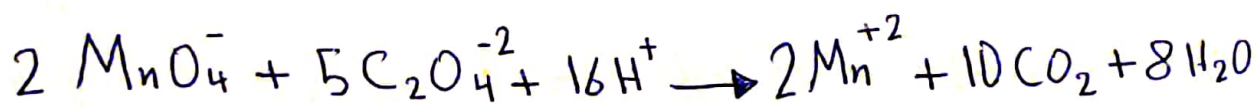
$$* 5.832 \times 10^{-4} \text{ mole Ba(OH)}_2 \times \frac{2 \text{ mole HCl}}{1 \text{ mole Ba(OH)}_2}$$

$$= 11.664 \times 10^{-4} \text{ mole HCl}$$

$$* M = \frac{n}{V} \rightarrow M_{\text{HCl}} = \frac{11.664 \times 10^{-4}}{50 \times 10^{-3}} = 0.0233 \text{ M}_{\text{HCl}}$$

* Example 11-5 :-

* Titration of (0.2121 g) of pure $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (134 g/mol) required (43.31 ml) of KMnO_4 , what is the molarity of the KMnO_4 solution?
given the equation :-



sol:-

analyte $\leftarrow \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ *
titrant $\leftarrow \text{KMnO}_4$

* من المعادلة :- $(\text{C}_2\text{O}_4^{2-})$ هو أيون الـ $(\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4)$
 (MnO_4^-) هو أيون الـ (KMnO_4)

Stoichiometric ratio :-
2 mole KMnO_4 : 5 mole $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

لذا فإن :-

$$\begin{aligned} & \text{* } 0.2121 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{1 \text{ mole Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{134 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \times \frac{2 \text{ mole KMnO}_4}{5 \text{ mole Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \\ & = \boxed{0.633 \times 10^{-3} \text{ mole KMnO}_4} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \text{* } M_{\text{KMnO}_4} = \frac{n}{V} \rightarrow M = \frac{0.633 \times 10^{-3}}{43.31 \times 10^{-3}} \\ & \boxed{M = 14.62 \times 10^{-3} \text{ M KMnO}_4} \end{aligned}$$

* Example 11-6 :-

* A 0.8040 g sample of an iron ore is dissolved in acid. The iron is then reduced to (Fe^{+2}) and titrated with (47.22 mL) of (0.02242 M) $KMnO_4$ solution. Calculate the results of this analysis in terms of :-

(a) % Fe^{+2} (55.847 g/mol) (b) % Fe_3O_4 (231.54 g/mol)
given the equation :-



Sol:-

analyte $\leftarrow (Fe^{+2})$ *
titrant $\leftarrow (KMnO_4)$

stoichiometric ratio *
1 mole $KMnO_4$: 5 mole Fe^{+2}

* a) $n_{KMnO_4} = V \times M \longrightarrow n = 0.04722 \times 0.02242$
 $n = 10.6 \times 10^{-4} \text{ mole } KMnO_4$

$$\boxed{*} \quad 10.6 \times 10^{-4} \text{ mole KMnO}_4 \times \frac{5 \text{ mole Fe}^{+2}}{1 \text{ mole KMnO}_4} \times \frac{55.847 \text{ g Fe}^{+2}}{1 \text{ mole Fe}^{+2}}$$

$$= \boxed{0.2956 \text{ g Fe}^{+2}}$$

$$\% \text{ Fe}^{+2} = \frac{\text{mass Fe}^{+2}}{\text{mass sample}} \times 100 \%$$

$$\% \text{ Fe}^{+2} = \frac{0.2956}{0.8040} \times 100 \%$$

$$\boxed{\% \text{ Fe}^{+2} = 36.77 \%}$$

$$\text{B) } 10.6 \times 10^{-4} \text{ mole KMnO}_4 \times \frac{5 \text{ mole Fe}^{+2}}{1 \text{ mole KMnO}_4} \times \frac{1 \text{ mole Fe}_3\text{O}_4}{3 \text{ mole Fe}^{+2}}$$

$$\times \frac{231.54 \text{ g Fe}_3\text{O}_4}{1 \text{ mole Fe}_3\text{O}_4} = \boxed{0.4085 \text{ g Fe}_3\text{O}_4}$$

$$\% \text{ Fe}_3\text{O}_4 = \frac{\text{mass Fe}_3\text{O}_4}{\text{mass sample}} \times 100 \%$$

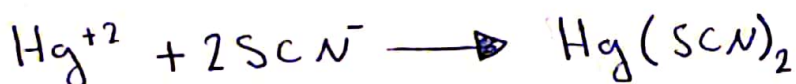
$$\% \text{ Fe}_3\text{O}_4 = \frac{0.4085}{0.8040} \times 100 \%$$

$$\boxed{\% \text{ Fe}_3\text{O}_4 = 50.81 \%}$$

* Example 11-7 :-

* The Organic matter in a 3.776 g sample of a mercuric ointment is decomposed with HNO_3 . After dilution, the (Hg^{+2}) is titrated with (23.30 mL) of a (0.1144 M) solution of NH_4SCN . calculate the percent Hg (200.59 g/mol) in the ointment.

given the equation :-



sol:

← (SCN^-) , analyte ← (Hg^{+2}) *
titrant ← (NH_4SCN)

Stoichiometric ratio *
1 mole Hg : 2 mole NH_4SCN

$$* \quad n_{\text{NH}_4\text{SCN}} = M \times V \rightarrow n = 0.0233 \times 0.1144$$

$$n = 26.7 \times 10^{-4} \text{ mole } \text{NH}_4\text{SCN}$$

$$* \quad 26.7 \times 10^{-4} \text{ mole } \text{NH}_4\text{SCN} \times \frac{1 \text{ mole } \text{Hg}^{+2}}{2 \text{ mole } \text{NH}_4\text{SCN}} \times \frac{200.59 \text{ g } \text{Hg}^{+2}}{1 \text{ mole } \text{Hg}^{+2}} = 0.2673 \text{ g } \text{Hg}^{+2}$$

$$* \quad \% \text{Hg}^{+2} = \frac{0.2673}{3.776} \times 100\% \Rightarrow$$

$$\% \text{Hg}^{+2} = 7.08\%$$

Back-titration (ع)

* ارجع لصفحة [5] و [6] شرح بالتفصيل

* سنستخدم ال (stoichiometric ratio) من

① أول مرة بين ال (excess titrant) وال (2nd titrant)

② ثاني مرة بين ال (1st titrant) وال (analyte)

* Example 11-8 :-

* A (0.4755 g) sample containing $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ and inert materials was dissolved in H_2O and made strongly alkaline with KOH , which converted NH_4^+ to NH_3 . The liberated NH_3 was distilled into (50.00 mL) of (0.05035 M) H_2SO_4 . The excess H_2SO_4 was back-titrated with (11.13 mL) of (0.1214 M) NaOH . Calculate : a) % N (14.007 g/mol) b) % $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ (124.10 g/mol) in the sample

Sol:

1st titrant $\leftarrow (\text{H}_2\text{SO}_4)$ *

2nd titrant $\leftarrow (\text{NaOH})$ *

analyte $\leftarrow (\text{NH}_3)$ *

* إذا ما أعطاني مطويات بالسؤال عن الـ (Stoichiometric ratio) - وفي الغالب وأتوقع انه بالكامتحان رح يعطيني - يعتمد على امثلات المجموعات الأيونية عشان أعرف وأقدر احدد الـ (ratio)

Stoichiometric ratio
between (H_2SO_4) and (NH_3)

* المجموعة الأيونية (SO_4^{2-}) اشارتها (-2)
و (NH_3) عندها بتأين يصبح (NH_4^+)
الذي اشارته (+1) لذا سيتفاعل
(1) من (H_2SO_4) مع (2) من (NH_3)

2 mole NH_3 : 1 mole H_2SO_4

Stoichiometric ratio
between (H_2SO_4) and $(NaOH)$

* المجموعة الأيونية (SO_4^{2-}) اشارتها (-2)
و الأيون (Na^+) اشارته (+1) لذا
سيتفاعل (1) من (H_2SO_4) مع (2)
من $(NaOH)$

2 mole $NaOH$: 1 mole H_2SO_4

a)

* Total amount of $H_2SO_4 = M \times V$

Total $H_2SO_4 = 0.05035 \times 0.05$

Total $H_2SO_4 = 25.175 \times 10^{-4}$ mole

* $n_{NaOH} = M \times V \Rightarrow n = 0.1214 \times 0.01113$

$n = 13.51 \times 10^{-4}$ mole $NaOH$

* 13.51×10^{-4} mole $NaOH \times \frac{1 \text{ mole excess } H_2SO_4}{2 \text{ mole } NaOH}$

= 6.76×10^{-4} mole excess H_2SO_4

* amount of (H_2SO_4) reacted with $(NH_3) = \text{Total amount} - \text{amount of the excess}$

= $25.175 \times 10^{-4} - 6.76 \times 10^{-4}$

= 18.415×10^{-4} mole H_2SO_4

$$\boxtimes 18.415 \times 10^{-4} \text{ mole H}_2\text{SO}_4 \times \frac{2 \text{ mole NH}_3}{1 \text{ mole H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mole N}}{1 \text{ mole NH}_3} \\ \times \frac{14.007 \text{ g N}}{1 \text{ mole N}} = \boxed{0.0516 \text{ g N}}$$

$$\% \text{ N} = \frac{0.0516}{0.4755} \times 100\% \rightarrow \boxed{\% \text{ N} = 10.85\%}$$

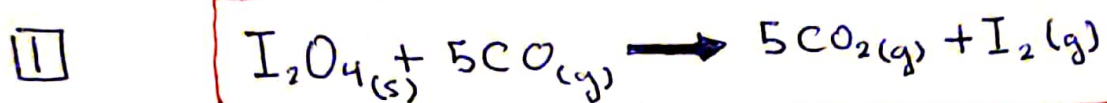
$$\text{b) } 18.415 \times 10^{-4} \text{ mole H}_2\text{SO}_4 \times \frac{2 \text{ mole NH}_3}{1 \text{ mole H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1 \text{ mole N}}{1 \text{ mole NH}_3} \\ \times \frac{1 \text{ mole (NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4}{2 \text{ mole N}} \times \frac{124.10 \text{ g (NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mole (NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4} \\ = \boxed{0.22853 \text{ g (NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4}$$

$$\% (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 = \frac{0.22853}{0.4755} \times 100\%$$

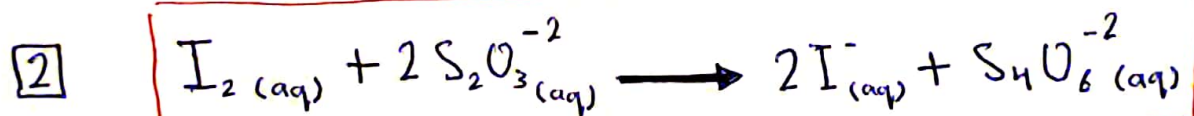
$$\boxed{\% (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 = 48.07\%}$$

* Example 11-9 :-

* The CO in a (20.3 L) sample of gas was converted to CO_2 by passing the gas over iodine pentoxide heated to 150°C :



* The iodine was distilled at this temperature and was collected in an absorber containing (8.25 mL) of (0.01101 M) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$:



* The excess $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ was Back-titrated with (2.16 mL) of (0.00947 M) I_2 solution. Calculate the mass in milligrams of CO (28.01 g/mol) per liter of sample.

sol:

1st titrant $\leftarrow (\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ *
 2nd titrant و analyte $\leftarrow (\text{I}_2(\text{aq}))$ وذلك

سنستخدم (Stoichiometric ratio) واحدة من المعادلة [2] لتحدد مقدارها
 1 mole I_2 : 2 mole $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$
 (analte) أو (analte) : 2

① أول مرة بين الـ (excess $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) والـ (2nd titrant I_2)

② ثاني مرة بين الـ (1st titrant $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$) والـ (analyte I_2)

لكن إلّا - المطلوب هو تركيز الـ (CO) بوحدة (mg/L)

لذلك بعد إيجاد مولات الـ (analyte I_2) نستخدم (Stoichiometric ratio) من المعادلة الأولى بين الـ (I_2) والـ (CO) لإيجاد مولات (CO) ثم نحولها إلى غرامات



$$\boxed{*} \text{ Total amount of } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = M \times V$$

$$\text{Total } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 0.01101 \times 0.00825$$

$$\boxed{\text{Total } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 = 9.083 \times 10^{-5} \text{ mole}}$$

$$\boxed{*} n_{\text{2nd titrant (I}_2\text{)}} = M \times V \Rightarrow n = 0.00216 \times 0.000947$$

$$\boxed{n = 2.0455 \times 10^{-5} \text{ mole I}_2 \text{ 2nd titrant}}$$

$$\boxed{*} 2.0455 \times 10^{-5} \text{ mole I}_2 \times \frac{2 \text{ mole excess } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{1 \text{ mole I}_2}$$

$$= \boxed{4.091 \times 10^{-5} \text{ mole excess } \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$$

$$\boxed{*} \quad \text{amount } Na_2S_2O_3 \text{ reacted with analyte } (I_2) = \text{Total amount} - \text{excess amount}$$

$$\text{amount } Na_2S_2O_3 = 9.083 \times 10^{-5} - 4.091 \times 10^{-5} \\ = \boxed{4.992 \times 10^{-5} \text{ mole } Na_2S_2O_3}$$

$$\boxed{*} \quad 4.992 \times 10^{-5} \text{ mole } Na_2S_2O_3 \times \frac{1 \text{ mole } I_2 \text{ (analyte)}}{2 \text{ mole } Na_2S_2O_3} \times \frac{5 \text{ mole CO}}{1 \text{ mole } I_2} \\ \times \frac{28.01 \text{ g CO}}{1 \text{ mole CO}} = 3.5 \times 10^{-3} \text{ g CO} = \boxed{3.5 \text{ mg CO}}$$

$$\boxed{*} \quad \text{Concentration (mg/L)} = \frac{3.5 \text{ mg CO}}{20.3 \text{ L}} = \boxed{0.172 \text{ mg/L}}$$

① The mass of $Mg_2P_2O_7$ (222.6 g/mol) needed to prepare (400 ml) of (100 ppm) Mg^{+2} (24.3 g/mol):

- 1) 22.9 g
- 2) 0.092 g
- 3) 0.046 g
- 4) 0.183 g
- 5) 0.366 g

Sol:

$$\begin{aligned}
 & \boxed{\times} \frac{100 \times 10^{-6} \text{ g } Mg^{+2}}{\text{ml soln.}} \times \frac{1 \text{ mole } Mg^{+2}}{24.3 \text{ g } Mg^{+2}} \times \frac{1 \text{ mole } Mg_2P_2O_7}{2 \text{ mole } Mg^{+2}} \\
 & \times \frac{222.6 \text{ g } Mg_2P_2O_7}{1 \text{ mole } Mg_2P_2O_7} \times 400 \text{ ml soln} \\
 & = \boxed{0.183 \text{ g } Mg_2P_2O_7} \rightarrow \boxed{\text{الجواب ④}}
 \end{aligned}$$

② The mass needed to prepare 500 ml of (0.10 M) of primary standard $H_2C_2O_4$ (90.0 g/mol):

- 1) 4.5 g
- 2) 3.0 g
- 3) 2.7 g
- 4) 1.8 g
- 5) 0.9 g

$$\boxed{\times} n_{H_2C_2O_4} = M \times V$$

$$n = 0.1 \times 0.5$$

$$n = 0.05 \text{ mole}$$

$$\boxed{\times} 0.05 \text{ mole } H_2C_2O_4 \times \frac{90 \text{ g } H_2C_2O_4}{1 \text{ mole } H_2C_2O_4} = \boxed{4.5 \text{ g}} \quad \boxed{\text{الجواب ①}}$$

③ Calculate the Volume of (0.10 M) KMnO_4 that will react with (50.0 ml) of (0.250 M) H_2O_2 according to the following equation:

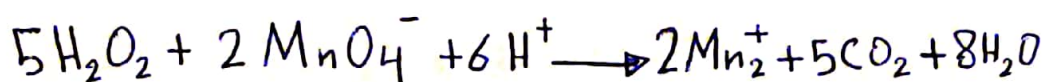
1) 25 mL

2) 50 mL

3) 75 mL

4) 100 mL

5) 150 mL



Sol:

$$[*] n_{\text{H}_2\text{O}_2} = M * V$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}_2} = 0.25 * 0.05$$

$$= 125 * 10^{-4} \text{ mole H}_2\text{O}_2$$

$$[*] 125 * 10^{-4} \text{ mole H}_2\text{O}_2 * \frac{2 \text{ mole KMnO}_4}{5 \text{ mole H}_2\text{O}_2} = 5 * 10^{-3} \text{ mole KMnO}_4$$

$$[*] n_{\text{KMnO}_4} = M * V$$

$$5 * 10^{-3} = 0.1 * V$$

$$V_{\text{KMnO}_4} = 50 * 10^{-3} \text{ L} \rightarrow V_{\text{KMnO}_4} = 50 \text{ mL}$$

② الجواب

④ End point defined as :

- 1) The point in a titration where the added titrant is chemically equivalent to the analyte (reaction is at the stoichiometric ratio)
- 2) The point that is associated with a physical change (change in color) to stop the titration
- 3) The point that involves titrating the amount of excess titrant added by using a second titrant
- 4) None of above

الجواب ②

توضيح بسيط :-

equivalence point

تعريف ① ←

End point

تعريف ② ←

back-titration

تعريف ③ ←

⑤ A 1.455 g sample contains Thiourea ($(\text{NH}_2)_2\text{CS}$ (76.12 g/mol) was extracted into dilute H_2SO_4 solution and titrated with (37.31 mL) of (0.009372 M) Hg^{+2} , according to the following reaction. Calculate the $\%(\text{NH}_2)_2\text{CS}$ in the sample?

- 1) 1.829 %
- 2) 7.317 %
- 3) 98.45 %
- 4) 45.44 %



Sol:

stoichiometric ratio = 4 : 1

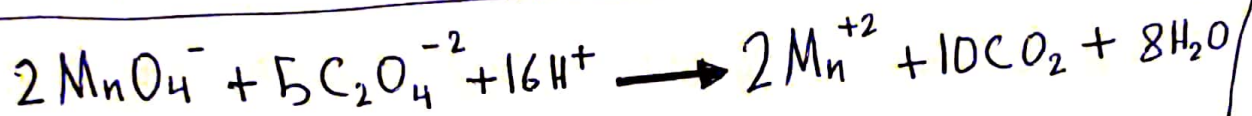
$$n_{\text{Hg}} = M \times V \rightarrow n_{\text{Hg}} = 0.009372 \times 0.03731 = 3.497 \times 10^{-4} \text{ mole Hg}^{+2}$$

$$\begin{aligned} & \boxed{\times} 3.497 \times 10^{-4} \text{ mole Hg}^{+2} \times \frac{4 \text{ mole } (\text{NH}_2)_2\text{CS}}{1 \text{ mole Hg}^{+2}} \times \frac{76.12 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CS}}{1 \text{ mole } (\text{NH}_2)_2\text{CS}} \\ & = \boxed{0.1067 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CS}} \end{aligned}$$

$$\times \% (\text{NH}_2)_2\text{CS} = \frac{0.1067}{1.455} \times 100\% \rightarrow \boxed{\% (\text{NH}_2)_2\text{CS} = 7.317\%}$$

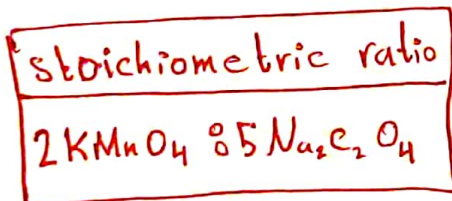
② الجواب

⑦ Titration of (0.2121 g) of primary standard $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (133.099 g/mol) required (43.31 mL) KMnO_4 (158.034 g/mol) to reach the end point. Calculate the molar concentration of KMnO_4 ?



- 1) 0.0146
- 2) 0.0242
- 3) 0.00731
- 4) 0.1462

Sol:



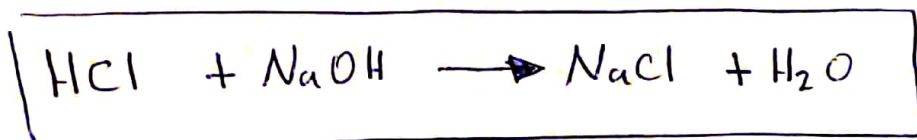
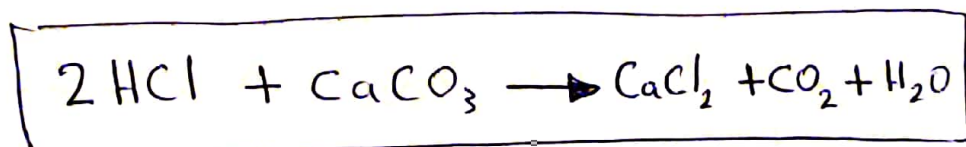
$$\begin{aligned} & \times 0.2121 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \times \frac{1 \text{ mole Na}_2\text{C}_2\text{O}_4}{134 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \times \frac{2 \text{ mole KMnO}_4}{5 \text{ mole Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} \\ & = \boxed{6.33 \times 10^{-4} \text{ mole KMnO}_4} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} & \times M_{\text{KMnO}_4} = \frac{n}{V} \rightarrow M_{\text{KMnO}_4} = \frac{6.33 \times 10^{-4}}{43.31 \times 10^{-3}} \\ & = \boxed{0.0146 \text{ M}} \end{aligned}$$

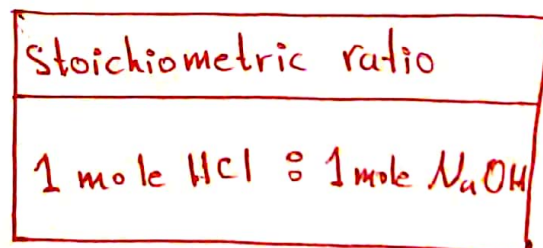
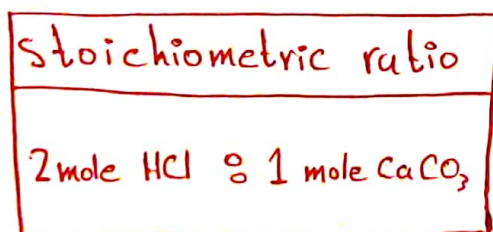
① الجواب

⑧ A (60.00 mL) of (0.2105 M) HCl acid was added in excess to (2.000 g) sample that contains calcium carbonate (CaCO_3) (100.0 g/mol). The excess acid was back titrated with (0.1055 M) sodium hydroxide (NaOH). If required (15.50 mL) of the base (NaOH) to reach the end point. Calculate % CaCO_3 in the sample?

- 1) 54.97 %
- 2) 38.59 %
- 3) 44.14 %
- 4) 27.49 %



Sol:



$$\begin{aligned} \text{[*]} \text{ total HCl} &= 60 \times 10^{-3} \times 0.2105 \\ (\text{moles}) &= 12.63 \times 10^{-3} \text{ mole HCl} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{[*]} \text{ excess HCl} &= (15.5 \times 10^{-3} \times 0.1055) \text{ mole NaOH} \times \frac{1 \text{ mole HCl}}{1 \text{ mole NaOH}} \\ (\text{moles}) &= 1.635 \times 10^{-3} \text{ mole HCl} \end{aligned}$$

$$\boxed{*} \text{ moles HCl that reacted with CaCO}_3 = \text{total HCl} - \text{excess HCl}$$

$$\begin{aligned} \text{mole HCl reacted} &= 12.63 \times 10^{-3} - 1.635 \times 10^{-3} \\ &= \boxed{10.995 \times 10^{-3} \text{ mole HCl}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \boxed{*} \quad 10.995 \times 10^{-3} \text{ mole HCl} &\times \frac{1 \text{ mole CaCO}_3}{2 \text{ mole HCl}} \times \frac{100 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mole CaCO}_3} \\ &= 0.55 \text{ g CaCO}_3 \end{aligned}$$

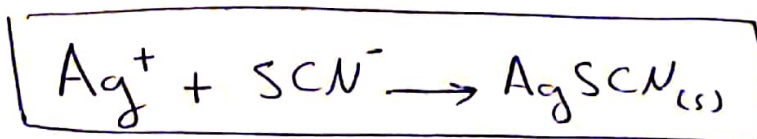
$$\boxed{*} \quad \% \text{ CaCO}_3 = \frac{0.55}{2} \times 100 \%$$

$$\boxed{\% \text{ CaCO}_3 = 27.49 \%}$$

④ الجواب

⑨ A (3.00 g) sample containing arsenic (As) was converted to H_3AsO_4 (141.92 g/mol) by suitable treatment. (40.00 mL) of (0.07891 M) AgNO_3 was added to the acid to precipitate arsenic quantitatively as Ag_3AsO_4 (462.53 g/mol). The excess AgNO_3 was back titrated with (11.27 mL) of (0.1000 M) KSCN , calculate the Percent of As_2O_3 (197.84 g/mol) in the sample

- 1) 5.47 %
- 2) 2.23 %
- 3) 11.15 %
- 4) 66.92 %
- 5) 33.45 %



Sol:

Stoichiometric ratio
1 mole Ag^+ : 1 mole SCN^-

$$\begin{aligned} \text{Total } \text{AgNO}_3 &= 40 \times 10^{-3} \times 0.07891 \\ &= 3.1564 \times 10^{-2} \text{ mole } \text{AgNO}_3 \end{aligned}$$

$$\boxed{*} \text{ excess } AgNO_3 = (11.27 \times 10^{-3} \times 0.1) \text{ mole KSCN} \times \frac{1 \text{ mole } AgNO_3}{1 \text{ mole KSCN}}$$

$$= \boxed{1.127 \times 10^{-3} \text{ mole } AgNO_3}$$

$$\boxed{*} \text{ moles } AgNO_3 \text{ that reacted with } H_3AsO_4 = \text{total} - \text{excess}$$

$$= 3.1564 \times 10^{-3} - 1.127 \times 10^{-3}$$

$$= \boxed{2.0294 \times 10^{-3} \text{ mole } AgNO_3}$$

* بما انه من عايطي معادلة التفاعل بين $AgNO_3$ و H_3AsO_4 ر أعتد على الشحنة حيث أن كل (Ag^+) ستحل محل (H^+) لذا نكون %

Stoichiometric ratio
3 mole Ag^+ % 1 mole AsO_4^{3-}

$$\boxed{*} 2.0294 \times 10^{-3} \text{ mole } AgNO_3 \times \frac{1 \text{ mole } H_3AsO_4}{3 \text{ mole } AgNO_3} \times \frac{1 \text{ mole As}}{1 \text{ mole } H_3AsO_4}$$

$$\times \frac{1 \text{ mole } As_2O_3}{2 \text{ mole As}} \times \frac{197.84 \text{ g } As_2O_3}{1 \text{ mole } As_2O_3} = \boxed{0.067 \text{ g } As_2O_3}$$

$$\boxed{*} \% As_2O_3 = \frac{0.067}{3.000} \times 100\%$$

$$\boxed{\% As_2O_3 = 2.23\%} \rightarrow$$

الجواب ②

* سؤال صعب وفيه فكرة :-

⊠ A solution of (10.00 ml) contains (0.106 g) mixture of CaCl_2 and NaCl was treated with (20.00 ml) of (0.112 M) AgNO_3 . The excess AgNO_3 was back titrated with (3.80 ml) of (0.0465 M) KSCN as by Volhard's method. How many grams of NaCl was in the solution?

(molar masses : $\text{NaCl} = 58.5 \text{ g/mol}$ $\text{CaCl}_2 = 111.1 \text{ g/mol}$)

- a) 0.0828 g b) 0.0661 g c) 0.0385 g
d) 0.0213 g e) none of these

Sol:

$$\begin{aligned} \text{⊠ total } \text{AgNO}_3 &= 20.00 \times 10^{-3} \times 0.112 \\ &\text{(moles)} \\ &= \boxed{2.24 \times 10^{-3} \text{ mole } \text{AgNO}_3} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{⊠ excess } \text{AgNO}_3 &= 3.80 \times 10^{-3} \times 0.0465 \text{ mole } \text{KSCN} \\ &\text{(moles)} \\ &\times \frac{1 \text{ mole } \text{AgNO}_3}{1 \text{ mole } \text{KSCN}} \\ &= \boxed{0.3667 \times 10^{-3} \text{ mole } \text{AgNO}_3} \end{aligned}$$

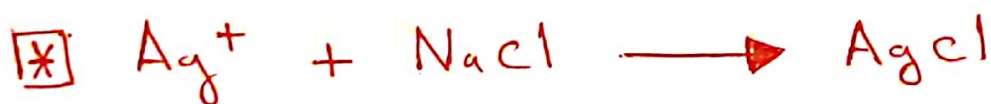
* moles of AgNO_3 that reacted with NaCl and CaCl_2 = total - excess

* moles of AgNO_3 that reacted = $2.24 \times 10^{-3} - 0.3667 \times 10^{-3}$

= $1.8733 \times 10^{-3} \text{ mole AgNO}_3$

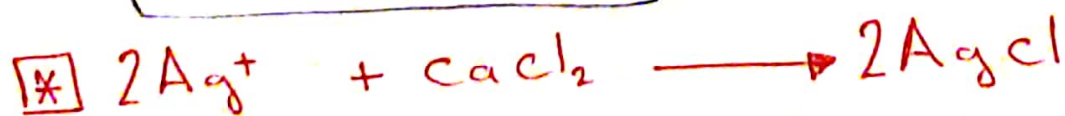
* هون الفكرة: انّه جزء من هاي المولات
 رح تتفاعل مع (NaCl) و الجزء الاخر رح يتفاعل
 مع (CaCl_2) لتكوين راسب (AgCl) لذلك :-

$x \rightarrow$ mass of NaCl
 $y \rightarrow$ mass of CaCl_2



* $x \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mole NaCl}}{58.5 \text{ g NaCl}} \times \frac{1 \text{ mole AgNO}_3}{1 \text{ mole NaCl}}$

= $\frac{x}{58.5} \text{ mole AgNO}_3$



* $y \text{ g CaCl}_2 \times \frac{1 \text{ mole CaCl}_2}{111.1 \text{ g CaCl}_2} \times \frac{2 \text{ mole AgNO}_3}{1 \text{ mole CaCl}_2}$

= $\frac{2y}{111.1} \text{ mole AgNO}_3$

$\boxed{*}$ moles AgNO_3 reacted with NaCl + moles AgNO_3 reacted with CaCl_2 = 1.8733×10^{-3}

$$\boxed{\frac{x}{58.5} + \frac{2y}{111.1} = 1.8733 \times 10^{-3}} \quad \text{--- ①}$$

$$\boxed{x + y = 0.106} \quad \text{--- ②}$$

بالحذف :-

$$\begin{array}{rcl}
 x + 1.0531y & = & 0.109588 \quad \text{--- ① معادلة} \\
 - & & \text{فتصبح} \\
 x + y & = & 0.106 \quad \text{--- ②}
 \end{array}$$

~~0.0531y~~

$$0.0531y = 0.003588$$

$$\boxed{y = 0.06757}$$

$$x + 0.06757 = 0.106$$

$$\boxed{x = 0.0384}$$

الجواب ③

* Quiz (chapter 8 + 11) :-

① In gravimetric analysis, which of the following may cause a negative error ?

- 1) porosity of filter paper is too small
- 2) precipitating agent is not sufficient to precipitate all the analyte
- 3) particle size of precipitate is too large
- 4) if stoichiometry of the precipitation reaction is unknown

ف80 ② A (1.8636 g) sample contain Ni (58.7 g/mol) was dissolved and dilutes to (250.0 ml). A (50.00 ml) aliquot was taken and the Ni was precipitated as $\text{Ni}(\text{DMG})_2$ (288.7 g/mol). The mass of precipitate was (0.4016 g) what is the percentage of Ni in the sample.

- 1) 72 %
- 2) 22 %
- 3) 44 %
- 4) 51 %

③ Which is the right statement about the properties of the precipitate and precipitating agents :

- 1) Highly soluble
 - 2) Reactive with constituents of atmosphere
 - 3) Unknown composition
 - 4) Readily filterable
-

④ The precipitate with particles size 10^{-4} cm called :

- 1) Fine precipitate
- 2) crystals
- 3) colloidal suspension
- 4) Co-precipitate

✱ نموذج آخر The precipitate with particles size 10^{-2} cm called :

⑤ The secondary layer of the solution of the precipitate of the reaction between AgNO_3 and NaCl will contain :

- 1) Cl^- و NO_3^-
- 2) Ag^+ و Cl^-
- 3) Ag^+ و Na^+
- 4) NO_3^- و Na^+

* هاض السؤال ناقص

* الأصل أن يحدد أن (Cl^-)

هو الـ (analyte) المراد ترسيبه

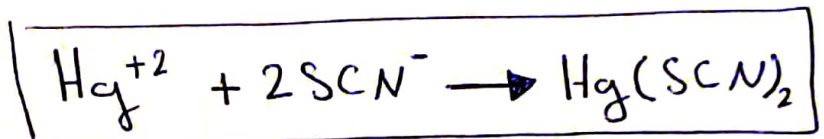
وأن (AgNO_3) هو (ppt agent)

* نموذج آخر The primary layer...

⑥ Two crystals grow together and trap a species in the space between them called :

- 1) Mechanical entrapment
- 2) Occlusion
- 3) Agglomerate
- 4) primary layer

⑦ A (1.888 g) organic sample of mercuric ointment is decomposing with nitric acid. The Hg^{+2} was titrated with (21.3 mL) of a (0.1144 M) solution of NH_4SCN . Calculate the percentage of Hg (200.59 g/mol) in the sample:



- 1) 8.974 %
 - 2) 12.944 %
 - 3) 6.472 %
 - 4) 14.416 %
-

⑧ The purpose of digestion process in gravimetric analysis is to:

- 1) decrease the particle size of the precipitate
- 2) evaporate the solvent
- 3) dry the precipitate
- 4) coagulate the precipitate

⑨ A (3.347 g) sample of iron ore was analyzed by dissolving in concentrated HCl. The resulting solution was diluted with water, and iron (III) was precipitated as the hydrous oxide ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$) by addition of NH_3 . After filtration and washing the residue was ignited at the high temperature to give (0.5394 g) of pure Fe_2O_3 (159.69 g/mol). Calculate the % Fe_3O_4 (231.54 g/mol) in the sample

- 1) 33.3 %
 - 2) 46.1 %
 - 3) 23.0 %
 - 4) 15.34 %
-

⑩ The process involves retention of substances within the pores of the solid called :

- 1) absorption
- 2) Coagulation
- 3) adsorption
- 4) Agglomerate

100
11) A (10.000 g) sample of soil containing $MgCl_2$ (95.3 g/mol) was dissolved in (500 mL) distilled water. A (25.00 mL) aliquot of this solution was treated with $AgNO_3$ solution to form (0.611 g) of silver chloride (143.5 g/mol)

The percentage of $MgCl_2$ in the soil sample is:

- 1) 14.3 %
 - 2) 27.3 %
 - 3) 7.0 %
 - 4) 40.6 %
-

12) A process in which normally soluble compounds are carried out of solution by a precipitate called s

- 1) Co - precipitation
- 2) Adsorption
- 3) Peptization
- 4) Coagulation

حل الـ (Quiz)

①

الجواب ②

* ملاحظة: إذا لم يكن (ppting agent) كافياً لترسيب جميع الـ (analyte) سوف يكون هناك نقص في وزن الراسب

$$\textcircled{2} \quad * \quad 0.4016 \text{ g Ni(DMG)}_2 * \frac{1 \text{ mole Ni(DMG)}_2}{288.7 \text{ g Ni(DMG)}_2} * \frac{1 \text{ mole Ni}}{1 \text{ mole Ni(DMG)}_2} * \frac{58.7 \text{ g Ni}}{1 \text{ mole Ni}} = \boxed{0.0817 \text{ g Ni}}$$

* مكن! هذا الراسب تكون في (50.0 mL) من الـ (sample) من أصل (250.0 mL) لذا كل (50.0 mL) يجب أن يتكون فيها (0.0817 g)

$$\boxed{0.4082 = (5 * 0.0817 \text{ g}) = \text{لذلك جميع الراسب}}$$

أو تفقد من البداية نظرب الـ (0.4016) بـ (5)

$$* \quad \% \text{ Ni} = \frac{0.4082}{1.8636} * 100 \%$$

$$\boxed{\% \text{ Ni} = 21.9 \%}$$



الجواب ②

③ (حفظ) ④ الجواب

④ الجواب ③

الجواب ② → النموذج الثاني

❖ كان الراسب اقل أن يكون (colloids) أو (crystals) حيث أن %

size $\leq 10^{-4}$ → colloids

size $> 10^{-4}$ → crystals

⑤ الجواب ④

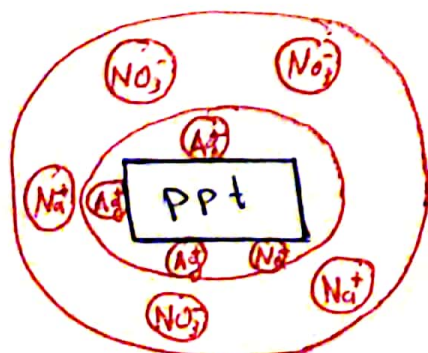
* توضيح :-

سيكون قد ترسب بالكامل ← analyte ← Cl^- ❖

ولن يظهر في أي من

أر (primary) أو أر (secondary)

* Ag^+ ← سيتفاعل مع (Cl^-)
والفائض منه يكون الـ
(adsorption primary layer) ❖



سيكون الـ (secondary) ← NO_3^- ❖

سيكون في كلا الطبقتين ← Na^+ ❖

الجواب ③ → النموذج الثاني

⑥

(حفظ)

الجواب ①

$$\textcircled{7} \quad n_{\text{NH}_4\text{SCN}} = M \times V$$

$$n_{\text{NH}_4\text{SCN}} = 0.1144 \times 21.3 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{NH}_4\text{SCN}} = 2.437 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

$$\begin{aligned} \textcircled{*} \quad & 2.437 \times 10^{-3} \text{ mole NH}_4\text{SCN} \times \frac{1 \text{ mole Hg}^{+2}}{2 \text{ mole NH}_4\text{SCN}} \\ & \times \frac{200.59 \text{ g Hg}^{+2}}{1 \text{ mole Hg}^{+2}} = 0.2444 \text{ g Hg}^{+2} \end{aligned}$$

$$\textcircled{*} \quad \% \text{ Hg}^{+2} = \frac{0.2444}{1.888} \times 100 \%$$

$$\% \text{ Hg}^{+2} = 12.944 \%$$

الجواب ②

⑧

(حفظ)

الجواب ④

$$\textcircled{9} \quad 0.5394 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mole Fe}_2\text{O}_3}{159.69 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \times \frac{2 \text{ mole Fe}^{+3}}{1 \text{ mole Fe}_2\text{O}_3} \\ \times \frac{1 \text{ mole Fe}_3\text{O}_4}{3 \text{ mole Fe}^{+3}} \times \frac{231.54 \text{ g Fe}_3\text{O}_4}{1 \text{ mole Fe}_3\text{O}_4} = 0.5213 \text{ g Fe}_3\text{O}_4$$

$$\textcircled{*} \quad \% \text{ Fe}_3\text{O}_4 = \frac{0.5213}{3.347} \times 100 \%$$

$$\% \text{ Fe}_3\text{O}_4 = 15.34 \%$$

الجواب ٤

١٠ الجواب ١ (حفظ)

$$\textcircled{11} \quad 0.611 \text{ g AgCl} \times \frac{1 \text{ mole AgCl}}{143.5 \text{ g AgCl}} \times \frac{1 \text{ mole Cl}^-}{1 \text{ mole AgCl}} \\ \times \frac{1 \text{ mole MgCl}_2}{2 \text{ mole (Cl}^-)} \times \frac{95.3 \text{ g MgCl}_2}{1 \text{ mole MgCl}_2} \\ = 0.203 \text{ g MgCl}_2$$

لكن! (0.203 g) تكون في (25.0 mL)
لذا وزن MgCl_2 الذي تكون في (500.0 mL)
هو $(20 \times 0.203) = 4.06 \text{ g}$

$$\boxed{*} \quad \% \text{MgCl}_2 = \frac{0.406}{10.000} * 100 \%$$

$$\boxed{\% \text{MgCl}_2 = 40.6 \%}$$

④ الجواب

⑫

(مفظة)

① الجواب

Analytical chemistry

Chapter 12 :

Principles Of Neutralization Titrations

Created by :
Obada Khaled Sakhrich

* chapter 12 :-

principles of Neutralization Titrations :-
Determining Acids, Bases, and The pH
of Buffer solutions

* قبل البدء بالمواضيع الأساسية لهذا الفصل
لأنه سيستند على بعض الأساسيات :-

1 Strong acids and strong bases are
(100 %) ionized :-



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{Cl}^-] = C_{\text{HCl}}$$



$$[\text{OH}^-] = [\text{Na}^+] = C_{\text{NaOH}}$$

$$2 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] * [\text{OH}^-] = 1 * 10^{-14}$$

$$3 \quad K_a * K_b = 1 * 10^{-14}$$

$$4 \quad \text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad / \quad \text{p}(\) = -\log[\]$$

* المواضيع الرئيسة لهذا الفصل (chapter) :-

- 1 Titrations between strong acids and strong bases
- 2 Buffer solutions
- 3 Titration of weak acid with strong base or Titration of weak base with strong acid

* Titrations between strong acids and strong bases

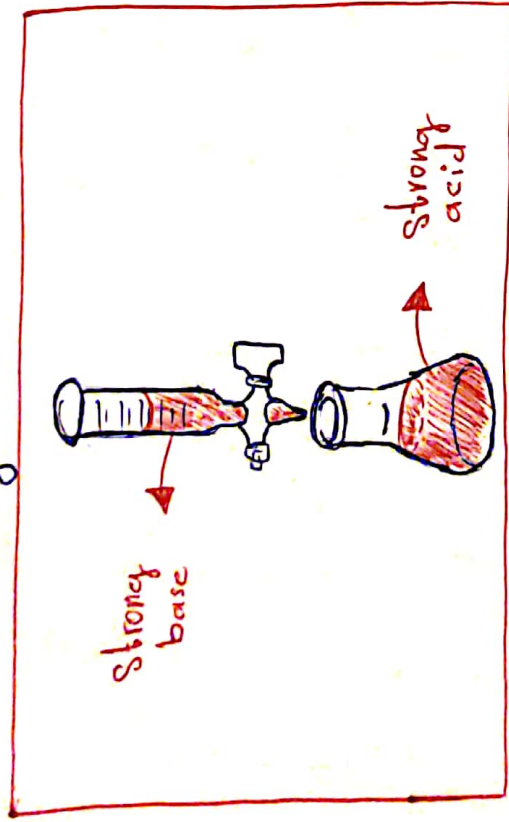
* لتأ عمل (titration) بين حمض قوي و قاعدة قوية رح أمر ب (3) مراحل :-

- 1 Before equivalence
- 2 At equivalence
- 3 after equivalence

سيأتي فيها التفصيل

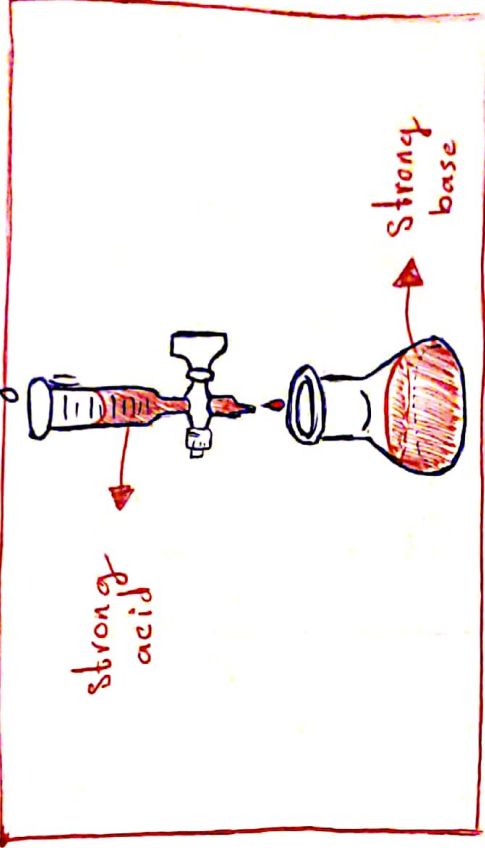
Strong acid and strong base

A titration of strong acid with strong base



- 1 Before equivalence ($\text{pH} < 7$)
($n_{\text{acid}} > n_{\text{base}}$) حيث يكون المحفّ طائياً على القاعدة
- 2 At equivalence ($\text{pH} = 7$)
($n_{\text{acid}} = n_{\text{base}}$) حيث يكون
- 3 After equivalence ($\text{pH} > 7$)
($n_{\text{base}} > n_{\text{acid}}$) حيث يكون المحفّ طائياً على القاعدة

B titration of strong base with strong acid



- 1 Before equivalence ($\text{pH} > 7$)
($n_{\text{base}} > n_{\text{acid}}$) حيث يكون المحفّ طائياً على القاعدة
- 2 At equivalence ($\text{pH} = 7$)
($n_{\text{acid}} = n_{\text{base}}$) حيث يكون
- 3 After equivalence ($\text{pH} < 7$)
($n_{\text{acid}} > n_{\text{base}}$) حيث يكون المحفّ طائياً على القاعدة

آلية حل الأسئلة المتعلقة بـ (Strong acid and Strong base) :

1 حساب عدد مولات الحمض القوي

2 حساب عدد مولات القاعدة القوية

3 إذا كان $(n_{\text{acid}} > n_{\text{base}})$

نجد $[H_3O^+]$ من خلال :-

$$[H_3O^+] = \frac{n_{\text{strong acid}} - n_{\text{strong base}}}{V_{\text{total}}}$$

$$V_{\text{acid}} + V_{\text{base}}$$

4 إذا كان $(n_{\text{base}} > n_{\text{acid}})$

نجد $[OH^-]$ من خلال :-

$$[OH^-] = \frac{n_{\text{strong base}} - n_{\text{strong acid}}}{V_{\text{total}}}$$

5 نجد (pH أو pOH) - إن طلبت - من خلال القوانين في الصفحة الأولى

* Example 12-1 :

Calculate (pH) needed to generate the hypothetical titration curve for the titration of (50.00 mL) of (0.05 M) HCl with (0.1000 M)

- NaOH
- a) before any base is added
 - b) after addition of (10.0 mL) NaOH

Sol:

a) before any base is added

يعني (pH) ستكون فقط للحمض (HCl)

$$[H_3O^+] = C_{HCl} = 0.05 M \quad \text{لذا :}$$

~~b) n_{HCl}~~ $pH = -\log 0.05$

$$pH = 1.3$$

b) $n_{HCl} = M \times V$

$$n_{HCl} = 0.05 \times 50 \times 10^{-3} \rightarrow n_{HCl} = 25 \times 10^{-4}$$

* $n_{NaOH} = M \times V$

$$n_{NaOH} = 0.1 \times 10 \times 10^{-3} \rightarrow n_{NaOH} = 10 \times 10^{-4}$$

$$n_{acid} > n_{base}$$

$$\boxed{*} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{n_{\text{acid}} - n_{\text{base}}}{V_{\text{total}}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{25 \times 10^{-4} - 10 \times 10^{-4}}{60 \times 10^{-3}}$$

$$\boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] = 25 \times 10^{-3} \text{ M}}$$

$$\boxed{*} \quad \text{pH} = -\log(25 \times 10^{-3})$$

$$\boxed{\text{pH} = 1.6}$$

⊗ Example 12-2 :-

calculate pH during titration of (50.0 ml) of (0.05 M) NaOH with (0.1 M) HCl after addition of following volumes :-

a) 24.5 ml b) 25.0 ml c) 25.5 ml

Sol:

$$\boxtimes n_{\text{NaOH}} = M \times V \rightarrow n_{\text{NaOH}} = 0.05 \times 50 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

$$\text{a) } n_{\text{HCl}} = 0.1 \times 24.5 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{HCl}} = 2.45 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

$$\therefore \text{إذ } (n_{\text{NaOH}} > n_{\text{HCl}}) \text{ فالباقى}$$

$$\boxtimes [\text{OH}^-] = \frac{n_{\text{NaOH}} - n_{\text{HCl}}}{V_{\text{total}}} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{(2.5 - 2.45) \times 10^{-3}}{74.5 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{OH}^-] = 6.71 \times 10^{-4}$$

$$\boxtimes \text{pOH} = -\log(6.71 \times 10^{-4}) \rightarrow \text{pOH} = 3.17$$

$$\boxtimes \text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pH} + 3.17 = 14$$

$$\text{pH} = 10.83$$

$$b) n_{HCl} = 0.1 \times 25 \times 10^{-3}$$

$$n_{HCl} = 2.5 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

∴ لذا ($n_{NaOH} = n_{HCl}$) كحظ أن

At equivalence $\rightarrow$ $pH = 7$

$$c) n_{HCl} = 0.1 \times 25.5 \times 10^{-3}$$

$$n_{HCl} = 2.55 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

∴ لذا ($n_{HCl} > n_{NaOH}$) كحظ أن

$$[*] [H_3O^+] = \frac{n_{HCl} - n_{NaOH}}{V_{total}}$$

$$[H_3O^+] = \frac{(2.55 - 2.50) \times 10^{-3}}{75.5 \times 10^{-3}}$$

$$[H_3O^+] = 6.62 \times 10^{-4}$$

$$[*] pH = -\log(6.62 \times 10^{-4})$$

$$pH = 3.17$$

✳️ 8 حظ في السؤال السابق : -

a) 24.5 mL → before equivalence

b) 25.0 mL → At equivalence

c) 25.5 mL → After equivalence.

ملاحظات -

1) If the acid's Initial concentration (C_{Acid}) is greater than (10^{-6} M), we have assumed that the water contribution to $[\text{H}_3\text{O}^+]$ can be ignored

✳️ يسهم كل من الحمض والماء في تشكيل أيون الهيدرونيوم (H_3O^+)

✳️ إذا كان (C_{Acid}) أكبر من (10^{-6}) فمعدل تأيثر الماء على تركيز $[\text{H}_3\text{O}^+]$

2) If the (C_{Acid}) is less than (10^{-8} M), you can assume that the water is primarily responsible for $[\text{H}_3\text{O}^+]$, and the added acid is insignificant

✳ إذا كان (C_{Acid}) أقل من (10^{-8}) نفترض أن الماء هو المسؤول الأساسي عن تكوين أيون الهيدرونيوم أما الحوض فنعتبره

✳ في هذه الحالة نعتبر (pH) للحوض تساوي (7) لأنه كما نعلم معنوي أن يكون $[\text{H}_3\text{O}^+]$ أقل (10^{-8}) و (pH) له أكبر من (7) لذلك إذا حسبنا (pH) للحوض وحالت أكبر من (7) بغيرها (7)

3) Only when the (C_{Acid}) is between $(10^{-8} - 10^{-6}) \text{ M}$ must the water contribution to the hydronium ion concentration ($[\text{H}_3\text{O}^+]$) be considered

✳ فقط في هذه الحالة عندما يكون (C_{Acid}) بين $(10^{-8} - 10^{-6})$ نعتبر أن كلاً من الحوض والماء يساهمان في تكوين (H_3O^+)

✳ الملاحظة رقم 2 هي الأهم، رتّب عليها

* سؤال على ملاحظة 2 :-

* Calculate the pH of $(5 \times 10^{-10} \text{ M})$ HCl ?

- 1) 2.00
- 2) 7.00
- 3) 12.00
- 4) -2.00

Sol:

$$\text{pH} = -\log(5 \times 10^{-5})$$

$$\boxed{\text{pH} = 9.3}$$

لكن (pH) للحف لا يمكن أن تتجاوز (7) لذلك
يعتبر أن $(\text{pH} = 7)$

الجواب 2

* Buffer solutions :-

المحلول المنظم

* المحلول المنظم :- هو محلول يتكون من حمض ضعيف

(Weak acid) وقاعدته المترافقة (conjugate base) أو من قاعدة ضعيفة (Weak base) وحمضها المترافق (conjugate acid)
مثل : دم الإنسان

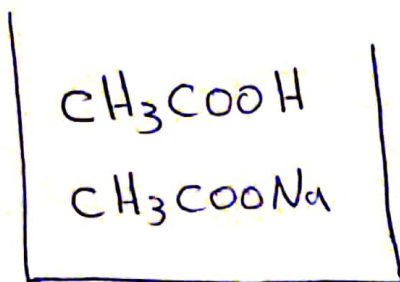
* المترافق يكون في المحلول على شكل ملح
* يجعل المحلول المنظم على مقاومة التغير في قيمة (pH) للمحلول

* Buffer solutions are formed when :-

- 1] A weak acid is combined with salt contains its conjugate base
- 2] A weak base is combined with salt contains its conjugate acid
- 3] A weak acid is titrated with strong base
- 4] A weak base is titrated with strong acid

3] + 4] → هي الفكرة السالفة في هذا
الشابتر حيث أن حاله
منظم حالانها تكون محلول منظم

1

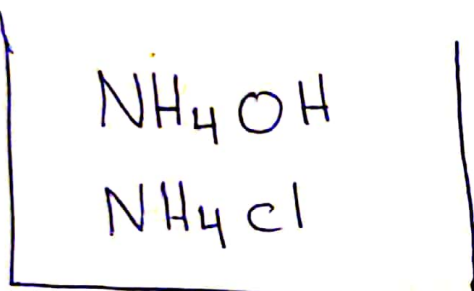


ملاحظة

CH_3COOH : حمض ضعيف

CH_3COONa : ملح بصري على القاعدة المرافقة للحمض الضعيف
وهو $(\text{CH}_3\text{COO}^-)$

2



ملاحظة

NH_4OH : قاعدة ضعيفة

NH_4Cl : ملح بصري على الحمض المرافق للقاعدة الضعيفة
وهو (NH_4^+)

* إذا كان المحلول النظم (Buffer solution) يتكون من حمض ضعيف وقاعدته المرافقة يتم حساب (pH) من خلال

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log\left(\frac{[\text{المرافق}]}{[\text{الحمض}]}\right)$$

* إذا كان المحلول النظم يتكون من قاعدة ضعيفة وحمضها المرافق يتم حساب (pOH) من خلال

$$\text{pOH} = \text{pKb} + \log\left(\frac{[\text{المرافق}]}{[\text{القاعدة}]}\right)$$

* Example 12.3 :-

What is the pH of a solution that is (0.400 M) in (CH_3COOH) and (1.00 M) in (CH_3COONa)? [$K_a = 1.80 \times 10^{-4}$]

Sol:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = [\text{CH}_3\text{COONa}] = 1.00 \text{ M}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$$

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-4}) + \log \left(\frac{1.00}{0.400} \right)$$

$$\text{pH} = 3.74 + 0.40$$

$$\boxed{\text{pH} = 4.14}$$

* Example 12.4 :-

Calculate the (pH) of solution that is (0.2 M) in NH_3 and (0.3 M) in NH_4Cl , we find that the acid dissociation constant (K_a) for NH_4^+ is (5.70×10^{-10}).

Sol:

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{NH}_4\text{Cl}] = 0.3 \text{ M}$$

نلاحظ أن المحلول يتكون من قاعدة ضعيفة ورافقها
لذا نجد (K_b) من خلال (K_a) أولاً

$$K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{K_a} \Rightarrow K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{5.7 \times 10^{-10}}$$

$$K_b = 17.54 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \log \left(\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} \right)$$

$$\text{pOH} = -\log(17.54 \times 10^{-6}) + \log \left(\frac{0.3}{0.2} \right)$$

$$\text{pOH} = 4.93$$

$$\text{pOH} + \text{pH} = 14 \rightarrow \text{pH} = 9.07$$

- * عند إضافة حمض قوي أرقاعدة قوية إلى الـ (Buffer solution) سوف تتغير (pH) بمقدار بسيط جداً كان المحلول المنظم يقاوم التغير في (pH)
- * آلية حل الأسئلة عند إضافة حمض قوي أرقاعدة قوية إلى المحلول المنظم :-

A عند إضافة حمض قوي :-

1 نجد عدد مولات كل من (الحض الضعيف وقاعدته المرافقة) أو (القاعدة الضعيفة وحمضها المرافق) ← حسب نوع المحلول المنظم

2 نجد عدد مولات الحمض القوي المضاف

3 نضيف مولات الحمض القوي إلى مولات

الحض الموجود في المحلول لايجاد مولات الحمض الجديدة

4 نخرج مولات الحمض القوي من مولات القاعدة

الموجودة في المحلول لايجاد المولات الجديدة للقاعدة

5 نجد التراكيز الجديدة من خلال قسمة المولات الجديدة للحض والقاعدة على الـ (V_{total})

$$V_{soln} + V_{strong\ acid}$$

6 نجد (pH) من خلال القوانين الموجودة حسب الجديدة

B عند إخطافة قاعدة قوية :-

1 نوجد عدد مولات كل من (الحض الضعيف وقاعدته المرافقة) أو (القاعدة الضعيفة وحضنها المرافقة) حسب نوع المحلول النظم

2 نوجد مولات القاعدة القوية المضافه

3 نضيف مولات القاعدة القوية إلى القاعدة الموجودة في المحلول لإيجاد المولات الجديدة

للقاعدة

4 نطرح مولات القاعدة القوية من الحض الموجود في المحلول لإيجاد مولات الحض الجديدة

5 نوجد التراكيز الجديدة من خلال قسمة المولات الجديدة للحض و القاعدة على (V_{total})

$$V_{soln} + V_{strong\ base}$$

6 نوجد (PH) من خلال القوائيم الموجودة

* آلية الحل السابقة سنستخدمها في حل الأسئلة لكن لنغير الفهم سأوضح كيف استغلناها



* لنفرض أن المحلول المنظم يتكون من الحمض الضعيف (HA) وقاعدته المرافقة (A^-) وعند إضافة :-

A حمض قوي مثل (HCl)

سيفاعل الحمض (HCl) مع القاعدة (A^-) كما يلي :-



* نلاحظ مما سبق أن إضافة حمض قوي (HCl) إلى المحلول المنظم تسببت في تكون المزيد من الحمض الضعيف (HA) عن طريق تفاعلها مع القاعدة (A^-) لذلك يحدث نقصان في مولات القاعدة الضعيفة (A^-) بنسبة $1 \text{ mole HCl} \approx 1 \text{ mole HA} \approx 1 \text{ mole } A^-$

لذلك :-
عدد مولات (HA) الجديدة = عدد مولات (HA) القديمة + عدد مولات (HCl) المضافة

و
عدد مولات (A^-) الجديدة = عدد مولات (A^-) القديمة - عدد مولات (HCl) المضافة

[B] قاعدة قوية مثل (NaOH) :-

ستفاعل القاعدة (NaOH) مع الحف (HA) :-



* نلاحظ مما سبق أن إضافة قاعدة قوية إلى
الحلول المنظم تسبب في تكون المزيد من القاعدة
الضعيفة (A⁻) عن طريق تفاعلها مع الحف
(HA) لذلك يحدث نقصان في مولات الحف
الضعيفة (HA) بنسبة 1 mole NaOH : 1 mole A⁻ : 1 mole HA

لذلك :- عدد مولات (A⁻) = عدد مولات (A⁻) القديمة + عدد مولات (NaOH) المضافة الجديدة

و عدد مولات (HA) = عدد مولات (HA) القديمة - عدد مولات (NaOH) المضافة الجديدة

* Example 12-5 :-

Calculate the (pH change) that takes place when a (100 mL) portion of a :

a) 0.05 M NaOH

b) 0.05 M HCl

is added to (400 mL) of the buffer solution consisting of (0.3 M NH_4Cl) and (0.2 M NH_3) [$K_a = 5.70 \times 10^{-10}$]

Sol:
a) * حساب $n_{\text{NH}_4^+} = M \times V$

$$n_{\text{NH}_4^+} = 0.3 \times 400 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{NH}_4^+} = 0.12 \text{ mole}$$

$$n_{\text{NH}_3} = 0.2 \times 400 \times 10^{-3} \rightarrow n_{\text{NH}_3} = 0.08 \text{ mole}$$

* ثانياً

$$n_{\text{NaOH}} = 0.05 \times 100 \times 10^{-3}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

ثالثاً *

$$n_{\text{NH}_3} = n_{\text{NH}_3} + n_{\text{NaOH}}$$

الجديدة القديمة

$$n_{\text{NH}_3} = 0.08 + 0.005 \rightarrow n_{\text{NH}_3} = 0.085 \text{ mole}$$

الجديدة الجديدة

$$[\text{NH}_3] = \frac{n_{\text{NH}_3}}{V_{\text{total}}} \rightarrow [\text{NH}_3] = \frac{0.085}{500 \times 10^{-3}}$$

الجديد الجديد

$$[\text{NH}_3] = 0.17 \text{ M}$$

الجديد

رابعاً *

$$n_{\text{NH}_4^+} = n_{\text{NH}_4^+} - n_{\text{NaOH}}$$

الجديدة القديمة

$$n_{\text{NH}_4^+} = 0.12 - 0.005 \rightarrow n_{\text{NH}_4^+} = 0.115 \text{ mole}$$

الجديدة

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{n_{\text{NH}_4^+}}{V_{\text{total}}} \rightarrow [\text{NH}_4^+] = \frac{0.115}{500 \times 10^{-3}}$$

الجديد الجديد

$$[\text{NH}_4^+] = 0.23 \text{ M}$$

* حساب (pH) قبل إضافة جفن أو قاعدة %

نجر (Kb) %

$$K_b = \frac{1 \times 10^{-14}}{K_a} \rightarrow K_b = 17.54 \times 10^{-6}$$

$$pOH = pK_b + \log \left(\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \right)$$

$$pOH = 4.756 + 0.176$$

$$pOH = 4.932 \rightarrow pH = 9.07$$

* حساب (pH) بعد إضافة القاعدة (NaOH) %

$$pOH = pK_b + \log \left(\frac{[NH_4^+]_{\text{الجديدة}}}{[NH_3]_{\text{الجديدة}}} \right)$$

ملاحظة %
Kb ثابتة لنفس
المحلول

$$pOH = 4.756 + 0.131$$

$$pOH = 4.887 \rightarrow pH = 9.11$$

$$\Delta pH = 9.11 - 9.07$$

$$\Delta pH = 0.04$$

$$b) n_{HCl} = 0.05 \times 100 \times 10^{-3} = 5 \times 10^{-3} \text{ mole}$$

$$\boxed{*} n_{NH_4^+} = n_{NH_4^+} + n_{HCl}$$

الحديثة القديمة

$$n_{NH_4^+} = 0.125 \text{ mole}$$

$$\boxed{*} [NH_4^+] = \frac{n_{NH_4^+}}{V_{total}} \rightarrow [NH_4^+] = 0.25 M$$

الحديث الحديث

$$\boxed{*} n_{NH_3} = n_{NH_3} - n_{HCl}$$

الحديثة القديمة

$$n_{NH_3} = 0.075 \text{ mole}$$

$$\boxed{*} [NH_3] = \frac{n_{NH_3}}{V_{total}} \rightarrow [NH_3] = 0.15 M$$

الحديث الحديث

$$* pOH = pK_b + \log \left(\frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} \right)$$

الحديثة

$$pOH = 4.98 \rightarrow pH = 9.02$$

الحديثة

$$\Delta pH = 9.02 - 9.07$$

$$\Delta pH = -0.05$$

* Titration of weak acid with Strong base
 OR Titration of weak base with Strong acid

* لما أعمل (titration) لحض ضعيف أو قاعدة
 ضعيفة باستخدام قاعدة قوية أو حض قوي مع أمر
 بـ (٤) مراحل :-

- 1 Before any strong (acid/base) is added
- 2 Before equivalence
- 3 At equivalence
- 4 After equivalence

* Before any strong (acid/base) is added

قبل إضافة حض قوي أو قاعدة قوية سيكون المحلول
 يتكون فقط من حض ضعيف أو قاعدة ضعيفة لذا :-
 [A] إذا كان يتكون من حض ضعيف :-

نجد $[H_3O^+]$ من خلال :-

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times [\text{الحض الضعيف}]}$$

[B] إذا كان يتكون من قاعدة ضعيفة :-

نجد $[OH^-]$ من خلال :-

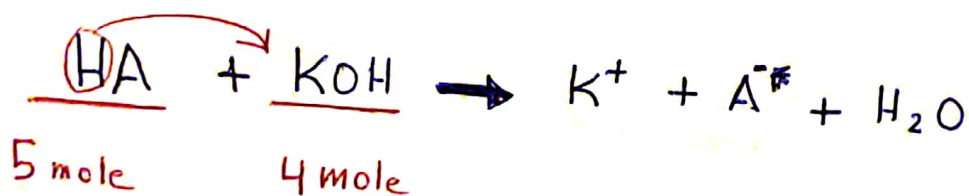
$$[OH^-] = \sqrt{K_b * \left[\frac{\text{القاعدة}}{\text{الضعيفة}} \right]}$$

* Before equivalence

* في هذه الحالة يتكون (Buffer soln) ونستخدم فيها قوانين الـ (Buffer soln)

التوضيح :-

لتفرض أن المحلول يتكون من حمض ضعيف (HA) و
الـ (titrant) قاعدة قوية (KOH)



* لاحظ أنه سيتفاعل (4 mole) من (KOH) مع (4 mole)
من (HA) لتكوين (4 mole) من (A⁻) ويبقى فائض
(1 mole) من (HA) فيصبح المحلول يتكون من الحمض
وقاعدته المرافقة لذلك فهو (Buffer soln)

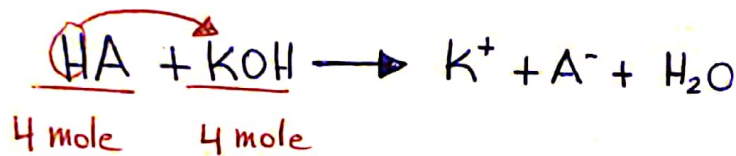
* At equivalence

* في هذه الحالة يُستهلَك كل المحلول فأذا كان :-

① المحلول (حمض ضعيف) ← يتحول بالكامل إلى

قاعدة ضعيفة ولايجاد $[OH^-]$ نستخدم :-

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \times \left[\begin{array}{c} \text{القاعدة} \\ \text{الضعيفة} \end{array} \right]}$$

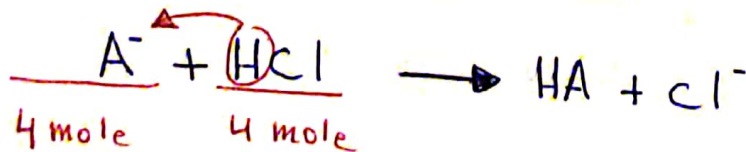


مثلاً :-

* يتفاعل (4 mole HA) مع (4 mole KOH) لتكوين
(4 mole A⁻) ولا يبقى شيء من الحمض

② المحلول (قاعدة ضعيفة) ← يتحول بالكامل إلى حمض
ضعيف ولايجاد $[H_3O^+]$ نستخدم :-

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times \left[\begin{array}{c} \text{الحمض} \\ \text{الضعيف} \end{array} \right]}$$



مثلاً :-

* يتفاعل (4 mole A⁻) مع (4 mole HCl) لتكوين (4 mole HA)
ولا يبقى شيء من القاعدة

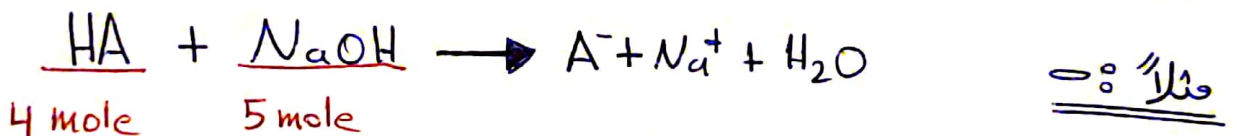
* After equivalence

* في هذه المرحلة نطفئ مركات الـ (titrant) والتي تمثل (حمض قوي أو قاعدة قوية) على مركات الحمض الضعيف أو القاعدة الضعيفة فإذا كان المحلول =

① **حمض ضعيف** ← يتحول بالكامل إلى قاعدة ضعيفة ويبقى فائض من القاعدة القوية (ليس Buffer) ولإيجاد $[OH^-]$ =

$$[OH^-] = [القاعدة القوية]$$

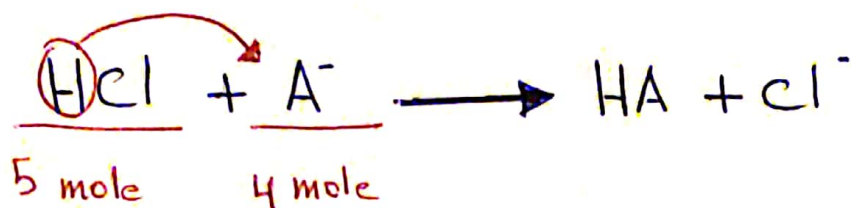
حيث نهمل تأثير القاعدة الضعيفة لأنه قليل



* تتفاعل (4 mole HA) مع (4 mole NaOH) لتكوين (4 mole A^-) ويبقى فائض (1 mole NaOH)

② **قاعدة ضعيفة** ← تتحول بالكامل إلى حمض ضعيف ويبقى فائض من الحمض القوي (ليس Buffer)

$$[H_3O^+] = [الحمض القوي]$$

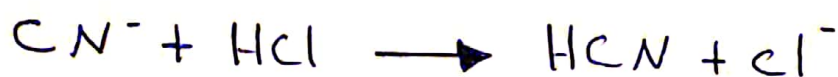


مثال ٥

* تفاعل (4 mole A^-) مع (4 mole HCl) لتكوين
(4 mole HA) ويبقى فائض (1 mole HCl)

* Example 12-7

A (50.00 mL) aliquot of (0.0500) M NaCN is titrated with (0.1000) M HCl , the reaction is :



calculate pH after addition of :

- a) 0.00 mL b) 10.00 mL c) 25.00 mL
d) 26.00 mL of HCl

$$[K_b = 1.61 \times 10^{-5}]$$

sol:

a) 0.00 mL $\longrightarrow$ NO HCl is added

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times [\text{CN}^-]}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1.61 \times 10^{-5} \times 0.05} = 8.97 \times 10^{-4}$$

$$pOH = -\log(8.97 \times 10^{-4})$$

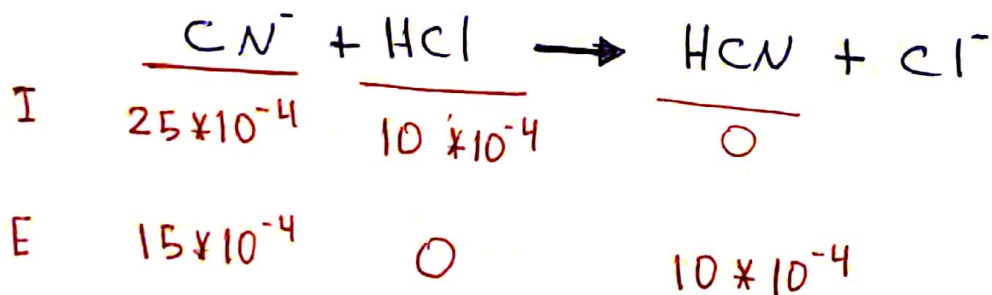
$$pOH = 3.05 \Rightarrow pH = 10.95$$

b) moles of $CN^- = M \times V$

$$\text{moles of } CN^- = 0.05 \times 0.05$$

$$\text{moles of } CN^- = 25 \times 10^{-4} \text{ mole}$$

$$\begin{aligned} \text{moles of HCl} &= 0.01 \times 0.1 \\ &= 10 \times 10^{-4} \text{ mole} \end{aligned}$$



أصبح (Buffer soln) لحام

$$pOH = pK_b + \log\left(\frac{[HCN]}{[CN^-]}\right)$$

$$pOH = -\log(1.61 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.017}{0.025}\right)$$

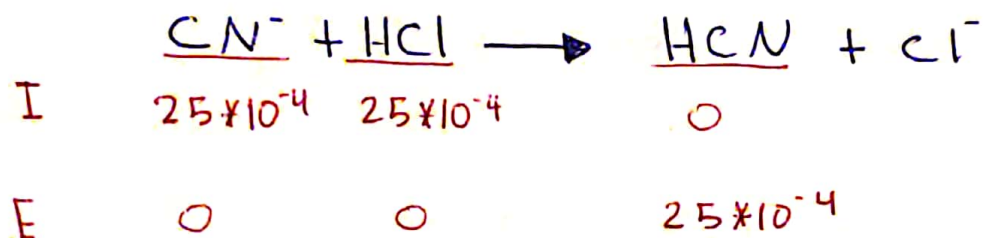
$$[HCN] = \frac{10 \times 10^{-4}}{60 \times 10^{-3}} = 0.017 \text{ M}$$

$$[CN^-] = \frac{15 \times 10^{-4}}{60 \times 10^{-3}} = 0.025 \text{ M}$$

لصاف الأثر الجزيء V_{total}

$$pOH = 4.63 \Rightarrow pH = 9.37$$

$$\text{C) moles of HCl} = 0.025 \times 0.1 \\ = 25 \times 10^{-4} \text{ mole}$$



أصبح المحلول فقط HCN لذلك:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{HCN}]}$$

$$K_a = \frac{1 \times 10^{-14}}{K_b} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.61 \times 10^{-5}}$$

$$K_a = 6.21 \times 10^{-10}$$

$$[\text{HCN}] = \frac{25 \times 10^{-4}}{75 \times 10^{-3}}$$

$$[\text{HCN}] = 0.033$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{6.21 \times 10^{-10} \times 0.033}$$

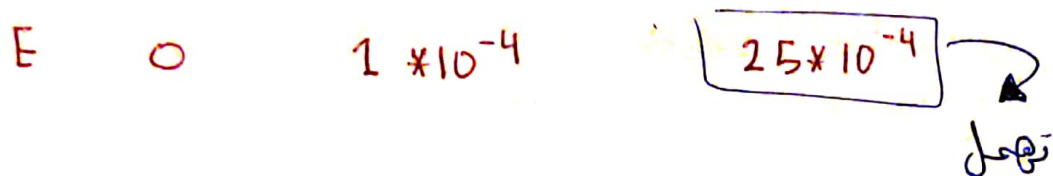
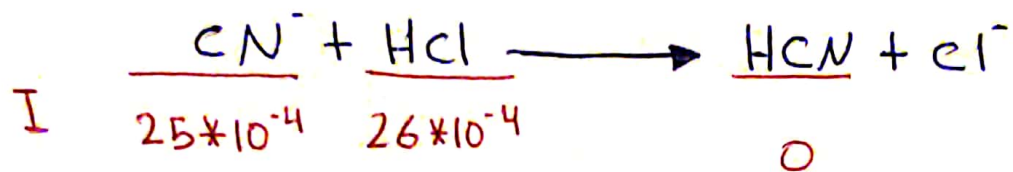
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.43 \times 10^{-6}$$

$$\text{pH} = -\log(1.43 \times 10^{-6})$$

$$\text{pH} = 5.84$$

$$d) \text{ moles of HCl} = 0.026 \times 0.1$$

$$= 2.6 \times 10^{-4}$$



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = \frac{1 \times 10^{-4}}{76 \times 10^{-3}}$$

$$\boxed{[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.3 \times 10^{-3}}$$

$$\text{pH} = -\log (1.3 \times 10^{-3})$$

$$\boxed{\text{pH} = 2.88}$$

* مهم جداً *

نقطة (titration) : نقطة

1 Strong acid + Strong base

At equivalence $\rightarrow$ $\text{pH} = 7$

2 Strong acid + Weak base

At equivalence $\rightarrow$ $\text{pH} < 7$

3 Strong base + Weak acid

At equivalence $\rightarrow$ $\text{pH} > 7$

* أسئلة إضافية على (chapter 12) -

1 What is the pH of a solution that is (0.40 M) formic acid with $K_a = 1.8 \times 10^{-4}$?

- a) 0.40 b) 4.00 c) 3.25 d) 2.07

Sol:

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times [\text{formic acid}]}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{1.8 \times 10^{-4} \times 0.4}$$

$$[H_3O^+] = 8.48 \times 10^{-3}$$

$$pH = 2.07 \rightarrow$$

الجواب (d)

2 In a titration of a strong base with a strong acid what is the pH of the solution at the equivalence point ?

- a) $pH > 7$ b) $pH = 7$ c) $pH = 1$ d) $pH < 7$

الجواب (b)

3] A buffer solution is (0.20 M) in acetic acid and sodium acetate ($K_a = 1.75 \times 10^{-5}$). Calculate the change in pH upon adding (20.0 mL) of (0.1 M) NaOH to (200 mL) of this solution :

- a) 0.40 b) 4.76 c) 0.04 d) 0.90

Sol:

* pH before addition of NaOH

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$$

$$\text{pH} = -\log(1.75 \times 10^{-5}) + \log \left(\frac{0.20}{0.20} \right)$$

$$\boxed{\text{pH} = 4.76}$$

* pH After addition of NaOH

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}}^{\text{before}} = n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}^{\text{before}} = M \times V = 0.2 \times 0.2$$

$$= \boxed{0.04 \text{ mole}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = M \times V = 0.02 \times 0.1$$

$$\boxed{n_{\text{NaOH}} = 0.002 \text{ mole}}$$

$$\boxed{*} \quad [\text{CH}_3\text{COOH}]_{\text{After}} = \frac{N_{\text{CH}_3\text{COOH before}} - N_{\text{NaOH}}}{V_{\text{total}}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0.04 - 0.002}{220 \times 10^{-3}}$$

$$\boxed{[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.173 \text{ M}}$$

$$\boxed{*} \quad [\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{N_{\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ before}} + N_{\text{NaOH}}}{V_{\text{total}}}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0.04 + 0.002}{220 \times 10^{-3}}$$

$$\boxed{[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.190 \text{ M}}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \left(\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \right)$$

$$\text{pH} = -\log(1.75 \times 10^{-5}) + \log \left(\frac{0.190}{0.173} \right)$$

$$\boxed{\text{pH} = 4.80}$$

$$\Delta \text{pH} = 4.80 - 4.76$$

$$\boxed{\Delta \text{pH} = 0.04} \rightarrow$$

Ⓢ الجواب

✳️ ملاحظة :- لما يطلب ΔpH في اسئلة

الـ (Buffer) فنش شرط يعطينا (K_a أو K_b)
لانه لو كتبنا القانون :-

$$\Delta pH = pH_{After} - pH_{before}$$

$$\Delta pH = \cancel{pK_a} + \log \left(\frac{[الرافق]}{[العضف]} \right)_{After} - \left(\cancel{pK_a} + \log \left(\frac{[الرافق]}{[العضف]} \right)_{before} \right)$$

$$\Delta pH = \log \left(\frac{[الرافق]}{[العضف]} \right)_{After} - \log \left(\frac{[الرافق]}{[العضف]} \right)_{before}$$

4 A (25.0)ml sample of (0.723 M) HClO_4 is titrated with a (0.273 M) KOH solution. The pH of the solution after the addition of (66.2 mL) of KOH is

- a) 1.62 b) 7.00 c) 0.14 d) 0.44

Sol:

$$n_{\text{HClO}_4} = M \times V = 0.025 \times 0.723$$

$$n_{\text{HClO}_4} = 0.0181 \text{ mole}$$

$$n_{\text{KOH}} = M \times V = 0.273 \times 0.0662$$

$$n_{\text{KOH}} = 0.0181 \text{ mole}$$

$$n_{\text{HClO}_4} = n_{\text{KOH}} \Rightarrow \text{At equivalence}$$

pH = 7

الجواب (b)

5] calculate the $[H_3O^+]$ of a (7.5 M) NH_4Cl solution given that K_b for $NH_3 = 1.75 \times 10^{-5}$

- a) 2.1×10^{-5} b) 1.15×10^{-3} c) 6.5×10^{-5}
d) 6.6×10^{-6} e) 1.8×10^{-5}

Sol:

$$[NH_4^+] = C_{NH_4Cl} = 7.5 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.75 \times 10^{-5}}$$

$$K_a = 5.71 \times 10^{-10}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a \times [NH_4^+]}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{5.71 \times 7.5 \times 10^{-10}}$$

$$[H_3O^+] = 6.5 \times 10^{-5} \text{ M}$$

6 In the titration of (75.0 ml) of (0.01 M) of HF ($K_a = 7.2 \times 10^{-4}$). Calculate the Volume of (0.1 M) KOH needed to reach the equivalence point

- a) 7.50 mL b) 50.0 mL c) 75.0 mL
d) 0.75 mL

Sol:

At equivalence $\Rightarrow$ moles KOH = moles HF

$$(M V)_{\text{KOH}} = (M V)_{\text{HF}}$$

$$0.1 V = 0.01 \times 75.0$$

$$V = 7.5 \text{ mL} \quad \rightarrow$$

الجواب (a)

7 Calculate the pH of solution that results when (80 mL) of (0.1 M) CH_3COOH ($K_a = 1.75 \times 10^{-5}$) are diluted to (100 mL) with distilled water?

- a) 4.00 b) 6.08 c) 5.20 d) 2.93

Sol:

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$80 \times 0.1 = 100 M$$

$$M = 0.08 \text{ mole/L}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.1832 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log (1.1832 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = 2.93$$



الجواب د

8] The pOH of 0.04 HCl is ?

- a) 1.40 b) 12.6 c) 12.00 d) 2.00

Sol:

$$C_{\text{HCl}} = [\text{H}_3\text{O}^+] = 0.04$$

$$\text{pH} = -\log(0.04) \quad \boxed{\text{pH} = 1.4}$$

$$\text{pOH} = 14 - 1.4 \quad \boxed{\text{pOH} = 12.6}$$

الجواب 6

9] The concentration of LiOH is (0.50 M) if (75 mL) of LiOH is needed to titrate (40 mL) of HNO_3 , The concentration of HNO_3 is: a) 0.03125 M HNO_3 , b) 0.9375 M HNO_3 c) 0.3125 M d) 0.08 M

Sol:

At equivalence $\rightarrow$ moles LiOH = moles HNO_3

$$0.5 \times 75 = M \times 40$$

$$\boxed{M = 0.9375} \rightarrow$$

الجواب 6

10 (50 mL) of an unknown acid HA was titrated with strong base, if pH of the solution is (5.51) when both HA and A^- have equal molar concentration during the titration, determine the value of acid dissociation constant (K_a) for that acid?

- a) 1.75×10^{-5} b) 3.02×10^{-6} c) 1.22×10^{-9}
d) No sufficient information

Sol:

$$pH = pK_a + \log \left(\frac{[A^-]}{[HA]} \right)$$

$$5.51 = -\log K_a + \log \left(\frac{x}{x} \right)$$

$$5.51 = -\log K_a + \log(1) \rightarrow \text{zero}$$

$$-5.51 = \log K_a$$

$$K_a = 10^{-5.51}$$

$$K_a = 3.02 \times 10^{-6}$$

الجواب (ب)

11 A (0.300 M) solution of nitrous acid (HNO_2) had pH of (2.07), what the K_a value for that acid?

- a) 7.24×10^{-4} b) 74.2×10^{-4} c) 2.41×10^{-4}
d) 9.08×10^{-6}

Sol:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$2.07 = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2.07}$$

$$\rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 8.5 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_a \times [\text{HNO}_2]}$$

$$8.5 \times 10^{-3} = \sqrt{K_a \times 0.3}$$

$$K_a = \frac{(8.5 \times 10^{-3})^2}{0.3} \rightarrow K_a = 2.41 \times 10^{-4}$$

الجواب ©