ملاحظات في الحموض والأسس

الحموض القويّة

حمض كلور الماء HCl (أحادي الوظيفة)

حمض الآزوت HNO_3 (أحادي الوظيفة)

حمض الكبريت H_2SO_4 (ثنائي الوظيفة)

هذه الحموض قويّة (**علّل**):

لأنّ تأينها تام في المحاليل المائيّة.

معادلات التأيّن

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$$

$$H_2SO_4 + 2H_2O \longrightarrow 2H_3O^+ + SO_4^{-2}$$

درجة التأيّن

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} = 1$$

وكنسبة مئوية 100%

❶ من أجل الحموض القويّة أحادية الوظيفة: $\mathbf{[H_3O^+] = C_a}$

❷ من أجل الحموض القويّة ثنائية الوظيفة: $\mathbf{[H_3O^+] = 2C_a}$

حيث: C_a التركيز الابتدائي للحمض مقدراً بـ $mo\ell.\ell^{-1}$

الحموض الضعيفة

حمض النمل $HCOOH$

حمض الخل CH_3COOH

حمض سيانيد الهدروجين HCN

هذه الحموض ضعيفة (**علّل**):

لأنّ تأينها جزئي في المحاليل المائيّة.

معادلات التأيّن

$$HCOOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HCOO^-$$

$$CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CH_3COO^-$$

$$HCN + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CN^-$$

درجة التأيّن

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} \ll 1$$

$$[H_3O^+] \ll C_a$$

لحساب $[H_3O^+]$ من أجل حمض ضعيف أحادي الوظيفة:

$$\mathbf{[H_3O^+] = \alpha . C_a}$$

أو:

$$\mathbf{[H_3O^+] = \sqrt{K_a . C_a}}$$

حيث: K_a ثابت تأيّن الحمض الضعيف.

الأسس القويّة

هدروكسيد الصوديوم $NaOH$ (أحادي الوظيفة)

هدروكسيد البوتاسيوم KOH (أحادي الوظيفة)

هذه الأسس قويّة (**علّل**) :

لأنّ تأينها تام في المحاليل المائيّة.

معادلات التأيّن

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-$$

$$KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$$

درجة التأيّن

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} = 1$$

وكنسبة مئوية 100%

نستنتج أنه من أجل الأسس القويّة أحادية الوظيفة يكون:

$$\mathbf{[OH^-] = C_b}$$

حيث: C_b التّركيز الابتدائيّ للأساس مقدراً بـ $mo\ell.\ell^{-1}$

الأسس الضعيفة

هدروكسيد الأمونيوم NH_4OH

النّشادر NH_3

هذه الأسس ضعيفة (**علّل**):

لأنّ تأينها جزئي في المحاليل المائيّة.

معادلة التأيّن

$$NH_4OH \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

$$NH_3 + H_2O \rightleftarrows NH_4^+ + OH^-$$

درجة التأيّن

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} \ll 1$$

$$[OH^-] \ll C_b$$

لحساب $[OH^-]$ من أجل أساس ضعيف أحادي الوظيفة:

$$\mathbf{[OH^-] = \alpha . C_b}$$

أو:

$$\mathbf{[OH^-] = \sqrt{K_b . C_b}}$$

حيث: K_b ثابت تأيّن الأساس الضعيف.

قوانين هامّة للمسائل:

① **التركيز المولي** $(\text{mo}\ell.\ell^{-1})$: $\mathbf{C_{mo\ell.\ell^{-1}} = \frac{n}{V}}$

② **التركيز الغرامي** $(\text{g}.\ell^{-1})$: $\mathbf{C_{g.\ell^{-1}} = \frac{m}{V}}$

③ **العلاقة بين التركيزين المولي والغرامي:** $\mathbf{C_{mo\ell.\ell^{-1}} = \frac{C_{g.\ell^{-1}}}{M}}$

④ **ثابت الجداء الأيّوني للماء:** $\mathbf{K_w = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}}$

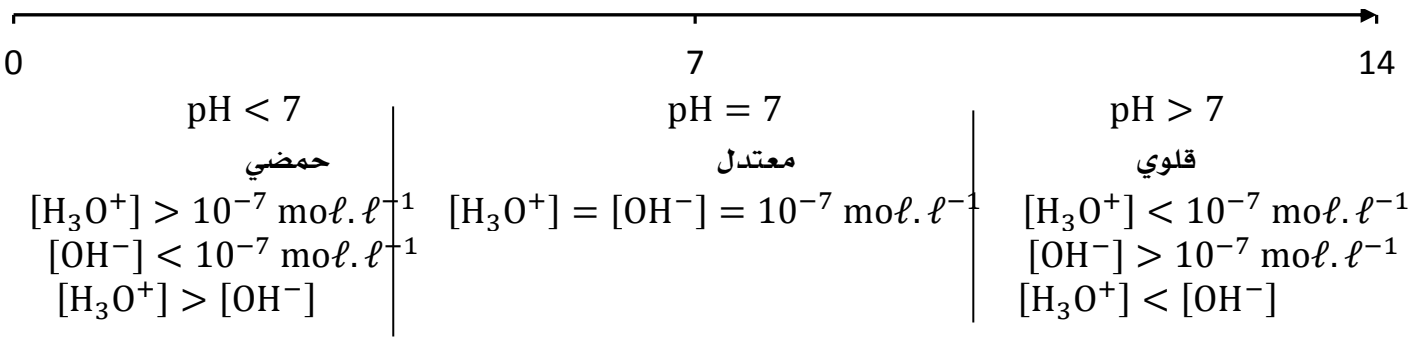
⑤ **الأس الهدروجيني pH:** وتعبّر عن درجة الحموضة في المحاليل المائيّة المدّدة:

$$\mathbf{pH = -\log[H_3O^+]} \quad \Leftrightarrow \quad \mathbf{[H_3O^+] = 10^{-pH}}$$

⑥ **درجة القلويّة (الأساسيّة):** $\mathbf{pOH = -\log[OH^-]} \quad \Leftrightarrow \quad \mathbf{[OH^-] = 10^{-pOH}}$

⑦ **العلاقة بين pH و pOH:** $\mathbf{pH + pOH = 14}$

⑧ **سلّم الـ pH:**



ملاحظات في المحاليل المائيّة للأملاح

❖ **تصنيف الأملاح حسب ذوبانها في الماء:**

	الأملاح الذوّابة (أملاح شديدة الذوبان)	أملاح قليلة الذوبان
تعريفها	قيمة ذوبانيّتها أكبر من ($1\ mo\ell.\ell^{-1}$) عند الدّرجة ($25\ °C$).	قيمة ذوبانيّتها أقل من ($0.001\ mo\ell.\ell^{-1}$) عند الدّرجة ($25\ °C$).
تأينها	تام في المحاليل المائيّة ($\longrightarrow$).	جزئي في المحاليل المائيّة ($\rightleftarrows$).
محاليلها	متجانسة لا تحوي راسب.	غير متجانسة يتوازن فيها الطّور الصّلب (الملح المترسّب) مع الطّور السائل (الأيّونات المميّهة).
أمثلتها	أملاح (Na^+ , K^+, NO_3^-) ومعظم أملاح (NH_4^+ , CH_3COO^-) وملح $BaCl_2$ ، وملح $CaCl_2$	$AgCl$, $BaSO_4$, $CaCO_3$, Ag_2SO_4 , $PbCl_2$, $Ca_3(PO_4)_2$
مسائلها	ندرس عليها مسائل الحلمهة K_h.	ندرس عليها مسائل جداء الذّوبان K_{sp}.

أ) أملاح جيّدة الذوبان في الماء (الأملاح الذوّابة):

نعلم أنّ الأملاح مركّبات أيونيّة تتألف من جزأين: جزء أساسي موجب وجزء حمضي سالب.

	الجزء القوي من الملح	الجزء الضعيف من الملح
①	هو جزء ناتج من حمض قوي أو أساس قوي. $Na^+, K^+, Cl^-, NO_3^-, SO_4^{-2}$	هو جزء ناتج من حمض ضعيف أو أساس ضعيف. $HCOO^-$, CH_3COO^- , CN^-, NH_4^+
②	هو أيون حيادي **لا** يتفاعل مع الماء (**لا** يتحلمه).	هو أيون يتفاعل مع الماء (يتحلمه).
③	هو الذي يحدّد نوع الوسط (حمضي، قلوي، معتدل).	هو الذي يحدّد ثابت التأيّن (K_a ،K_b) في علاقة ثابت الحلمهة K_h.

ملاحظة: تفاعل الحلمهة عكوس ويسبقه تفاعل إماهة.

① ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس قوي:

خلات الصوديوم	CH_3COONa
خلات البوتاسيوم	CH_3COOK
نملات الصوديوم	$HCOONa$
نملات البوتاسيوم	$HCOOK$
سيانيد الصوديوم	$NaCN$
سيانيد البوتاسيوم	KCN

محلولها أساسي ($pH > 7$)

علاقة ثابت الحلمهة بدلالة ثابت تأيّن الحمض الضعيف:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a}$$

سؤال: محلول مائي لملح نملات البوتاسيوم. المطلوب:

a) اكتب معادلة حلمهة هذا الملح.

b) اكتب علاقة ثابت الحلمهة لهذا الملح بدلالة التراكيز.

c) ما طبيعة الوسط الناتج عن الحلمهة. ولماذا.

الجواب:

a) إماهة: $HCOOK \longrightarrow HCOO^- + K^+$

حلمهة: $HCOO^- + H_2O \rightleftarrows HCOOH + OH^-$

b)

$$K_h = \frac{[HCOOH][OH^-]}{[HCOO^-]}$$

c) الوسط قلوي لأنه نتج أيونات OH^- عن تفاعل الحلمهة.

② ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

كلوريد الأمونيوم	NH_4Cl
نترات الأمونيوم	NH_4NO_3

محلولها حمضي ($pH < 7$)

علاقة ثابت الحلمهة بدلالة ثابت تأيّن الأساس الضعيف:

$$K_h = \frac{K_w}{K_b}$$

سؤال: نضع كميّة من ملح كلوريد الأمونيوم في الماء المطلوب

a) اكتب معادلة حلمهة هذا الملح.

b) بيّن نوع وسط الحلمهة.

الجواب:

a) إماهة: $NH_4Cl \longrightarrow NH_4^+ + Cl^-$

حلمهة: $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$

b) الوسط حمضي لأنه نتج أيونات H_3O^+ عن تفاعل الحلمهة.

③ ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف:

نملات الأمونيوم	$HCOONH_4$
خلات الأمونيوم	CH_3COONH_4

تحديد طبيعة الوسط:

إذا كان $K_a > K_b$ ⇐ الوسط حمضي ($pH < 7$ بقليل).

إذا كان $K_a < K_b$ ⇐ الوسط قلوي ($pH > 7$ بقليل).

إذا كان $K_a = K_b$ ⇐ الوسط معتدل($pH = 7$ حالة نادرة).

علاقة ثابت الحلمهة بدلالة ثابت تأيّن الحمض الضعيف

وثابت تأيّن الأساس الضعيف:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a . K_b}$$

سؤال هام: محلول مائي لملح نملات الأمونيوم، إذا علمت أنّ ثابت تأيّن حمض النمل 2×10^{-4} وثابت تأيّن هيدروكسيد الأمونيوم 2×10^{-5} المطلوب:

a) اكتب معادلة حلمهة هذا الملح.

b) ما طبيعة الوسط الناتج عن الحلمهة. ولماذا.

c) احسب ثابت الحلمهة لهذا الملح.

الجواب:

a) إماهة: $HCOONH_4 \longrightarrow HCOO^- + NH_4^+$

حلمهة: $HCOO^- + H_2O \rightleftarrows HCOOH + OH^-$

حلمهة: $NH_4^+ + H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_3O^+$

وبجمع المعادلتين نحصل على معادلة الحلمهة:

$$HCOO^- + NH_4^+ \rightleftarrows HCOOH + NH_3$$

b) الوسط حمضي ($pH < 7$ بقليل) لأنّ $K_a > K_b$.

c)

$$K_h = \frac{K_w}{K_a . K_b} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-4} \times 2 \times 10^{-5}}$$

$$= \frac{1}{4} \times 10^{-5}$$

④ ملح ناتج عن حمض قوي وأساس قوي:

كلوريد الصوديوم $NaCl$	نترات الصوديوم $NaNO_3$
كلوريد البوتاسيوم KCl	نترات البوتاسيوم KNO_3
كبريتات الصوديوم Na_2SO_4	كبريتات البوتاسيوم K_2SO_4

علّل: لا يُعد ذوبان هذه الأملاح في الماء تفاعل حلمهة.

أو: المحلول المائي لهذه الأملاح هو محلول معتدل.

أو: pH المحلول المائي لهذه الأملاح يساوي 7.

الجواب: لأنّ أيونات هذه الأملاح المذابة حياديّة لا تتفاعل مع الماء.

مخطط لحل مسائل الحلمهة K_h (الأملاح شديدة الذّوبان في الماء)

النّمط الأول: يُعطى في نص المسألة تركيز الملح وثابت التأين K (K_a أو K_b):

الخطوة ❶: لحساب ثابت الحلمهة من العلاقة:

$$K_h = \frac{K_w}{K}$$

K_a أو K_b أو $K_a.K_b$

الخطوة ❷: لحساب $[H_3O^+]$ و $[OH^-]$

-نكتب معادلة الإماهة ثم الحلمهة (نضع تحتها التّراكيز).

- من معادلة الحلمهة:

$$K_h = \frac{x^2}{\text{تركيز الملح} - x}$$

معلومة من الخطوة ❶

تُهمل x إذا كان قبلها $(-)$ أو $(+)$ لصغر K_h

نحسب x وهي إمّا أن تكون $[OH^-]$ أو $[H_3O^+]$

الخطوة ❸: لحساب الـ pH

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+]$$

الخطوة ❹: لحساب النسبة المئويّة المتحلمهة

كل (تركيز الملح) يتحلمه منه x (معلومة من الخطوة ❷)

كل $100\ \text{mo}\ell.\ell^{-1}$ يتحلمه منه Z

نحسب Z

النّمط الثاني: يُعطى في نص المسألة تركيز الملح و pH المحلول:

الخطوة ❶: نستفيد من pH لحساب $[H_3O^+]$

$$[H_3O^+] = 10^{-\text{pH}}$$

الخطوة ❷: لحساب ثابت الحلمهة K_h

-نكتب معادلة الإماهة ثم الحلمهة (نضع تحتها التراكيز).

- من معادلة الحلمهة:

$$K_h = \frac{x^2}{\text{تركيز الملح} - x}$$

تُهمل x إذا كان قبلها $(-)$ أو $(+)$ لصغر K_h

نحسب K_h

الخطوة ❸: لحساب ثابت التأيّن K (K_a أو K_b)

$$K = \frac{K_w}{K_h}$$

K_a أو K_b

الخطوة ❹: لحساب النسبة المئويّة المتحلمهة

كل (تركيز الملح) يتحلمه منه x (معلومة من الخطوة ❶)

كل $100\ \text{mo}\ell.\ell^{-1}$ يتحلمه منه Z

نحسب Z

<u>عند إضافة قطرات من حمض قوي أو أساس قوي إلى معادلة الحلمهة، ويُطلب حساب النّسبة المئوية المتحلمهة نتبع الخطوات</u>:

❶ نكتب معادلة تأيّن الحمض القوي أو الأساس القوي المضاف ونضع تحتها التّراكيز

❷ نكتب معادلة الحلمهة ونضع تحتها التّراكيز

❸ نأخذ تركيز الأيّون المشترك من الحمض أو الأساس المضاف ونعوّض في معادلة الحلمهة

❹ نطبّق علاقة ثابت الحلمهة بدلالة التّراكيز لحساب الـ x الجديدة

❺ نحسب النّسبة المئويّة المتحلمهة

ب) أملاح قليلة الذوبان في الماء :

مخطط لحل مسائل جداء الذوبان K_{sp} (الأملاح قليلة الذّوبان في الماء)

النّمط الأول: محلول مشبع لملح قليل الذّوبان:

الخطـوة ❶ : نكتـب معادلـة التّـوازن غـير المتجـانس للملـح في محلوله المشبّع (تأيّنه ⇄) ونضع تحتها التّراكيز.

مثال:

$$Ag_2CO_{3(s)} \rightleftarrows 2Ag^+_{(aq)} + {CO_3}^{2-}_{(aq)}$$

بدء	S	0	0
إشباع	0	$2S$	S

الخطـوة ❷ : نكتـب قـانون k_{sp} في المحلـول المشـبعّ والـذي يساوي جداء تراكيز أيونات الملح مرفوعة لأمثالها.

وبالتالي إما أن يُطلب حساب K_{sp} أو حساب التّراكيز.

الخطـوة ❸ : عنـد إضـافة ملـح شـديد الـذّوبان إلى ملـح قليـل الـذّوبان ويُطلـب معرفـة إن كـان جـزء مـن الملـح قليـل الذوبان يترسّب أم لا فإننا نتّبع الخطوات الآتية:

أ) نكتـب معادلـة إماهـة (تـأيّن) الملـح جيّـد الـذّوبان المضـاف ونضع تحتها التّراكيز.

ب) نكتـب معادلـة التّـوازن غـير المتجـانس للملـح قليـل الذوبان.

ج) نحسـب تركيـز الأيّـون المشـترك بـين الملـح قليـل الـذوبان والملح المضاف.

$$[\text{الجديد}]' = [\text{الأصلي}] + [\text{المضاف}]$$

د) نحسب قيمة Q ونقارنها مع قيمة K_{sp}.

هـ) نقارن بين K_{sp} و Q:

① إذا كان $Q > K_{sp}$ المحلول فوق مشبعّ ويترسب جزء من الملح.

② إذا كان $Q < K_{sp}$ المحلول تحت مشبعّ ويذوب جزء من الملح.

② إذا كان $Q = K_{sp}$ المحلول مشبعّ ولا يتشكّل راسب.

النّمط الثاني: إضافة مادة تامّة التأيّن إلى مادة أخرى تامّة التأيّن أيضاً فيتشكّل ملح قليل الذّوبان:

الخطوة ❶ : نحسب تراكيز المادّتين بعد الإضافة:

$$n_{(\text{بعد الإضافة})} = n_{(\text{قبل الإضافة})}$$

$$C.V = C'.V'$$

$$C' = \frac{C.V}{V'}$$

الخطـوة ❷ : نكتـب معادلـة تـأيّن المـادة الأولى ونضـع تحتها التراكيز الجديدة.

الخطـوة ❸ : نكتـب معادلـة تـأيّن المـادة الثانيـة ونضـع تحتها التّراكيز الجديدة.

الخطـوة ❹ : نكتـب معادلـة التّـوازن غـير المتجـانس للملـح قليـل الـذوبان ونأخـذ تركيـز كـل أيـون مـن المـادّتين المضافتين المشكّلتين لهذا الملح ونعوّض في المعادلة.

الخطـوة ❺ : نحسـب Q ونقارنهـا مـع K_{sp}. (أو يتشـكّل محلول مشبعّ ونحسب عندها K_{sp}).

ملاحظات في المعايرة

❖ قوانين هامّة للمسائل:

1- التركيز المولي:

$$C_{mo\ell.\ell^{-1}} = \frac{n}{V}$$

2- التركيز الغرامي:

$$C_{g.\ell^{-1}} = \frac{m}{V}$$

3- العلاقة بين التركيز المولي والتركيز الغرامي:

$$C_{mo\ell.\ell^{-1}} = \frac{C_{g.\ell^{-1}}}{M}$$

4- حساب عدد مولات مادة ما:

$$n = C_{mo\ell.\ell^{-1}}.V$$

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

5- حساب كتلة مادة ما:

$$m = C_{g.\ell^{-1}}.V$$

$$m = C_{mo\ell.\ell^{-1}}.V.M \qquad \text{أو}$$

6- قانون التمديد: لا يتغيّر عدد مولات المادة المنحلة عند تمديد محلولها بالماء المقطّر.

$$n_{\text{قبل التمديد}} = n'_{\text{بعد التمديد}}$$

$$C.V = C'.V'$$

❖ خطوات حل مسائل المعايرة:

1) كتابة المعادلة مع الموازنة.
2) عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة نساوي بين أعداد المولات المعطاة والمطلوبة.
3) نضرب كل مادة بعدد الوظائف فيها.

حيث أنّ: a) عدد الوظائف في الحمض هو عدد ذرات الهيدروجين الحمضيّة فيه.

b) عدد الوظائف في الأساس هو عدد زمر الهيدروكسيد الأساسيّة فيه.

c) عدد الوظائف في الملح هو (عدد ذرات المعدن × تكافؤه في الملح).

4) نحسب المجهول.

❖ **مناقشة قانون المعايرة:**

① معايرة حمض قوي أحادي الوظيفة بأساس قوي أحادي الوظيفة:

مثال: معايرة حمض كلور الماء بمحلول لهدروكسيد الصوديوم:

معادلة التفاعل الحاصل:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

المعادلة الأيونيّة:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_{1(H_3O^+)} = n_{2(OH^-)}$$
$$1 \times n_{1(HCl)} = 1 \times n_{2(NaOH)}$$
$$C_1.V_1 = C_2.V_2$$

② معايرة حمض قوي ثنائي الوظيفة بأساس قوي أحادي الوظيفة:

مثال: معايرة حمض الكبريت بمحلول لهدروكسيد الصوديوم:

معادلة التفاعل الحاصل:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

المعادلة الأيونيّة:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_{1(H_3O^+)} = n_{2(OH^-)}$$
$$2 \times n_{1(H_2SO_4)} = 1 \times n_{2(NaOH)}$$
$$2 \times C_1.V_1 = C_2.V_2$$

③ معايرة حمض قوي بأساسين قويين:

مثال (1): معايرة حمض الكبريت بمحلول لهدروكسيد الصوديوم ومحلول لهدروكسيد البوتاسيوم:

معادلتي تفاعلي التعديل الحاصلين:

$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$
$$H_2SO_4 + 2KOH \longrightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$$

المعادلة الأيونيّة:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_{(H_3O^+)} = n_{1(OH^-)} + n_{2(OH^-)}$$
$$2 \times n_{(H_2SO_4)} = 1 \times n_{1(NaOH)} + 1 \times n_{2(KOH)}$$
$$2 \times C.V = 1 \times C_1.V_1 + 1 \times C_2.V_2$$

مثال (2): معايرة حمض كلور الماء بمحلول لهدروكسيد الصوديوم ومحلول لهدروكسيد البوتاسيوم:

معادلتي تفاعلي التعديل الحاصلين:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$
$$HCl + KOH \longrightarrow KCl + H_2O$$

المعادلة الأيونيّة:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_{(H_3O^+)} = n_{1(OH^-)} + n_{2(OH^-)}$$
$$1 \times n_{(HCl)} = 1 \times n_{1(NaOH)} + 1 \times n_{2(KOH)}$$
$$1 \times C.V = 1 \times C_1.V_1 + 1 \times C_2.V_2$$

④ معايرة أساس قوي بحمضين قويين:

مثال (1): معايرة محلول لهدروكسيد الصوديوم بمحلول لحمض كلور الماء ومحلول لحمض الكبريت:

معادلتي تفاعلي التعديل الحاصلين:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$
$$H_2SO_4 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

المعادلة الأيونيّة:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_{1(H_3O^+)} + n_{2(H_3O^+)} = n_{(OH^-)}$$
$$1 \times n_{1(HCl)} + 2 \times n_{2(H_2SO_4)} = 1 \times n_{(NaOH)}$$
$$1 \times C_1.V_1 + 2 \times C_2.V_2 = 1 \times C.V$$

مثال (2): معايرة محلول لهدروكسيد الصوديوم بمحلول لحمض كلور الماء ومحلول لحمض الآزوت:

معادلتي تفاعلي التعديل الحاصلين:

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$
$$HNO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

المعادلة الأيونيّة:

$$H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_{1(H_3O^+)} + n_{2(H_3O^+)} = n_{(OH^-)}$$
$$1 \times n_{1(HCl)} + 1 \times n_{2(HNO_3)} = 1 \times n_{(NaOH)}$$
$$1 \times C_1.V_1 + 1 \times C_2.V_2 = 1 \times C.V$$

⑤ معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

مثال: معايرة محلول لهدروكسيد الأمونيوم بحمض كلور الماء:

معادلة التفاعل الحاصل:

$$HCl + NH_4OH \longrightarrow NH_4Cl + H_2O$$

المعادلة الأيونيّة:

$$H_3O^+ + NH_4OH \longrightarrow NH_4^+ + 2H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_{1(H_3O^+)} = n_{2(\mathbf{NH_4OH})}$$

$$1 \times n_{1(HCl)} = 1 \times n_{2(\mathbf{NH_4OH})}$$

$$1 \times C_1.V_1 = 1 \times C_2.V_2$$

⑥ معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

مثال: معايرة حمض الخل بمحلول لهدروكسيد الصوديوم:

معادلة التفاعل الحاصل:

$$CH_3COOH + NaOH \longrightarrow CH_3COONa + H_2O$$

المعادلة الأيونيّة:

$$CH_3COOH + OH^- \longrightarrow CH_3COO^- + H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$n_{1(\mathbf{CH_3COOH})} = n_{2(OH^-)}$$

$$1 \times n_{1(\mathbf{CH_3COOH})} = 1 \times n_{2(NaOH)}$$

$$1 \times C_1.V_1 = 1 \times C_2.V_2$$

⑦ معايرة ملح بحمض:

مثال (1):

معايرة محلول لملح كربونات الصوديوم بحمض الكبريت

معادلة التفاعل الحاصل:

$$H_2SO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + CO_2 + H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$2 \times n_{1(H_2SO_4)} = 2 \times n_{2(Na_2CO_3)}$$

$$C_1.V_1 = C_2.V_2$$

مثال (2):

معايرة محلول لملح كربونات الصوديوم بحمض كلور الماء

معادلة التفاعل الحاصل:

$$2HCl + Na_2CO_3 \longrightarrow 2NaCl + CO_2 + H_2O$$

عند بلوغ نقطة نهاية المعايرة يكون:

$$1 \times n_{1(HCl)} = 2 \times n_{2(Na_2CO_3)}$$

$$1 \times C_1.V_1 = 2 \times C_2.V_2$$