

الكيمياء Chemistry

هو العلم الذي يعنى بدراسة خواص وتركيب ومكونات المواد والتغيرات التي تحدث لها والطاقة المنبعثة او الممتصة التي تصاحب هذا التغيير.

الكيمياء التحليلية Analytical Chemistry

تتضمن تحديد هوية مكونات المواد وتقدير كمية هذه المكونات بأسلوب مباشر او غير مباشر (اي بعد فصل المكونات). للكيمياء التحليلية الفضل في فهم الظواهر الطبيعية وتطوير علم الكيمياء والعلوم الاخرى من خلال توفير المعلومات الكمية التي ساهمت بوضع القوانين.

تتضمن الكيمياء التحليلية:

1- التحليل النوعي (الوصفي) Qualitative Analysis

هو عملية تتكون من عدة خطوات يمكن من خلالها تحديد هوية المادة او مكوناتها من العناصر او المركبات او مزيج المواد سواء أكانت في الحالة الصلبة او السائلة او الغازية وهذه العملية هي الخطوة الاولى في التحليل الكيميائي.

2- التحليل الكمي Quantitative Analysis

يبحث في تقدير كمية وتركيز المكونات او العناصر الداخلة في تركيب المركب الكيميائي او الخليط ولا يمكن تقدير المادة تقديراً كميّاً مالم يتم تحليلها نوعياً.

ويمكن تقسيم طرق التحليل الكمي الى ثلاثة اقسام رئيسية وذلك اعتماداً على الوسيلة المستخدمة لإجراء التحليل:

a. التحليل الوزني Gravimetric analysis

يضم العمليات التي يتم فيها قياس وزن المادة قيد التحليل او بعض مكوناتها بصورة مباشرة عن طريق وزن نواتج عمليات التحليل، او بصورة غير مباشرة من خلال قياس فقدان في وزن المواد او مكوناتها.

b. التحليل الحجمي Volumetric analysis

يتضمن طرق مباشرة وغير مباشرة لتعيين اوزان المواد او بعض مكوناتها وتشمل هذه الطرق ما يلي:

- طرائق التسحيح Titration methods

في طرائق التسحيح يتم حساب حجم المحلول ذو التركيز المعلوم واللازم لإكمال التفاعل مع المواد او مكوناتها ويتم الاستدلال على انتهاء التفاعل عند نقطة معينة تسمى نقطة التكافؤ بواسطة استخدام الدلائل (مثل صبغة الفينولفثالين) وهي مواد تعطي تغييراً حاداً في خواص المحلول كاللون او التعكير الذي نلاحظه بالعين المجردة او تقاس بالطرق الكيميائية الفيزيائية كقياس فرق الجهد او التوصيل الكهربائي.

- التحليل الغازي Gas Analysis

تقاس بهذه الطريقة كمية الغازات المستهلكة او الغازات الناتجة من تفاعل المادة قيد الدراسة مع مواد اخرى بحيث تعطي غازاً يمكن تقديره.

c. التحليل الآلي Instrumental Analysis (Physiochemical methods of analysis)

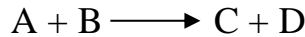
تتضمن طرق التحليل الآلي استخدام الاجهزة لقياس المادة او مكوناتها عن طريق قياس بعض من خواصها الفيزيائية او الكيمائية مثل التوصيلية الكهربائية، العكورة، القياسات الجهدية، امتصاص او انبعاث الاشعة ومعامل الانكسار.... الخ، بشكل مباشر او غير مباشر بشرط ان تكون القياسات ذات علاقة تناسبية مع التركيز.

المعايرة (التسحيح Titration):

تعرف بانها العملية التي تتم بها الاضافة البطيئة لمحلول قياسي من السحاحة للمادة المراد تحليلها حتى يتم التفاعل بصورة كاملة.

من الشروط الواجب توافرها لإجراء التسحيح:

1. ان يكون التفاعل بين المحلولين بسيطاً ويمكن تمثيله بمعادلة كيميائية موزونة.
2. يجب ان يكون التفاعل سريعاً.
3. ان يكون من الممكن الاستدلال على نقطة انتهاء التفاعل.
4. عدم ظهور تفاعلات جانبية.
5. يجب ان يكون التفاعل كيمياً بحيث يكون توازن التفاعل متجهاً باتجاه اقصى اليمين



نقطة التكافؤ Equivalence point

هي النقطة التي يكون عندها كمية المحلول القياسي المضاف من السحاحة يكافئ كيميائياً كمية المادة المحللة وتحدد نظرياً فقط ويصعب تحديدها بدقة متناهية عملياً.

نقطة نهاية التفاعل End point

هي النقطة التي يظهر فيها ان التفاعل قد تم (عملياً) وذلك بحدوث تغير فيزيائي كتغير لون المحلول او ظهور راسب، ويستعمل الدليل لتحديد نقطة النهاية. وهناك عدة طرق منها:

1. تغير أحد ألوان المتفاعلين (دليل ذاتي).
2. استخدام دليل كيميائي يتغير لونه عند نقطة النهاية.
3. استخدام جهاز خاص مثل جهاز قياس الرقم الهيدروجيني pH-meter

العوامل المؤثرة في نقطة انتهاء التفاعل:

- 1- تراكيز المادة المراد تحليلها والعامل المسحح: كلما ازداد التركيز سوف تكون نقطة انتهاء التفاعل أكثر وضوحاً.
- 2- اتمام التفاعل: كلما قلت ذوبانية الراسب كلما كانت نقطة انتهاء التفاعل أكثر حدة ووضوحاً.

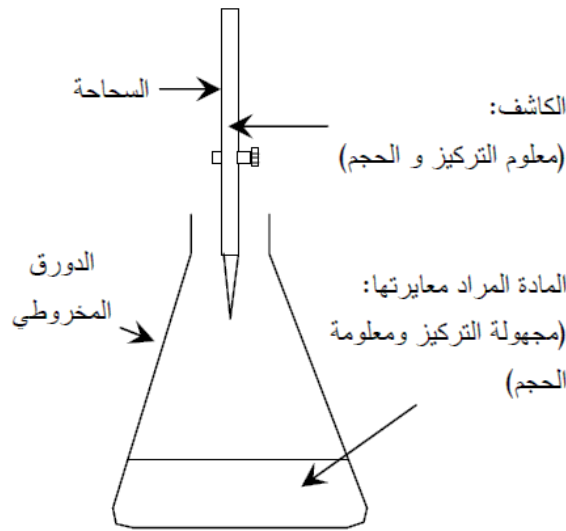
التحليل الحجمي (التسحيح) Titrimetric (Volumetric) analysis

تعتبر طرق التحليل الحجمي من الطرق المستخدمة كثيراً في التحليل الكمي وذلك لسرعتها وسهولة التعامل معها اضافة لبساطة الادوات المستعملة فيها. وتعتمد هذه الطرق في تقدير تركيز المجهول من معرفة حجم محلول

قياسي (كاشف ذو تركيز معلوم) اللازمة لتفاعل تماماً مع المادة المراد تقديرها، فهو عبارة عن تقدير الحجم في محلول معلوم التركيز بالضبط الذي يتفاعل تفاعلاً كميّاً مع محلول المادة المراد تقديرها.

يتم اجراء المعايرة بإضافة المحلول القياسي ببطء من السحاحة الى ان يحكم بأن التفاعل قد تم. يتحدد حجم الكاشف اللازم لإتمام المعايرة من الفرق بين القراءات الاولى والنهائية. في بعض الاحيان من الضروري اضافة زيادة من المحلول القياسي للكاشف ومن ثم قياس هذه الزيادة من خلال تسحيح العكسي وباستخدام محلول قياسي لكاشف ثاني. ينبغي الحرص عند تحضير المحلول القياسي لتفادي الاخطاء في تقدير كمية المادة المراد تحليلها. تستخدم طريقتين اساسيتين لنتيبت تركيز مثل هذه المحاليل:

- 1- الطريقة المباشرة: يتم اذابة كمية محددة بدقة من المادة القياسية الاولى في مذيب مناسب وتخفف لحجم معلوم في ورق حجمي.
- 2- المقايسة: يتم فيها مقايسة المحلول المسحح وذلك من خلال تسحيحه مقابل:
 - (1) كمية معروفة من المحلول القياسي الاولي
 - (2) كمية معروفة من المحلول القياسي الثانوي او
 - (3) حجم مقاس لمحلول قياسي اخر.
 المحلول المسحح يشار اليه احياناً بالمحلول القياسي الثانوي.



الشكل ١: طريقة التحليل الحجمي

المحلول القياسي Standard Solution

المحلول القياسي الاولي هو مركب عالي النقاوة معلوم التركيز يستخدم للقيام بالمعايرة الحجمية حيث يتم تحديد كمية المادة المراد قياسها في محلول من خلال حجم المحلول القياسي الذي يستهلك. وتحضر المحاليل القياسية من نوعين من المواد:

1. مادة قياسية اولية Primary standard
2. مادة قياسية ثانوية Secondary standard

الشروط الواجب توفرها للمادة القياسية الاولية:

- 1- يجب ان تكون عالية النقاوة.
- 2- ثابتة تجاه العوامل الجوية.
- 3- لا تحتوي على ماء التميؤ وبالتالي تركيبة المادة الصلبة لا تتغير مع التغير في الرطوبة.
- 4- كلفتها الاقتصادية معتدلة.
- 5- قابلة للذوبان في المذيبات المختلفة.
- 6- تكون ذات وزن جزيئي عالي نسبياً لتقليل نسبة الخطأ التي تصاحب عملية الوزن.

اما شروط المحلول القياسي فهي:

- 1- ان يكون ذي تركيز ثابت ومستقر بما فيه الكفاية بحيث من الضروري تحديد تركيزه مرة واحدة فقط.
- 2- يتفاعل بسرعة مع المادة المراد تحليلها لتقليل الوقت اللازم بين الاضافات.
- 3- يتفاعل بشكل تام مع المادة المراد تحليلها حتى تتحقق نقاط نهاية مناسبة.
- 4- يتفاعل بشكل انتقائي مع المادة المراد تحليلها والذي يمكن وصفه (اي التفاعل) بواسطة معادلة متوازنة.

امثلة لمواد قياسية اولية قاعدية: Na_2CO_3 و رباعي بورات الصوديوم (البوراكس) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

امثلة لمواد قياسية اولية حامضية: حامض الاوكزاليك $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, حامض البنزويك $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ وفتالات البوتاسيوم الحامضية $\text{KH}(\text{C}_8\text{H}_4\text{O}_4)$

المادة القياسية الثانوية: في حالة عدم توفر مادة اولية نقية لمركب الكاشف يلجأ الى تحضير محلول ذي تركيز تقريبي باستخدام مادة غير اولية لمركب الكاشف (مادة ثانوية) ومن ثم يتم ايجاد التركيز الحقيقي لذلك المحلول عن طريق معايرته بواسطة محلول قياسي اولي وتسمى هذه العملية بالتقييس Standardization. فمثلاً NaOH مادة غير اولية لأنها غير نقية لذا لا بد من تحديد التركيز الحقيقي وذلك بمقايسته بمادة اولية مثل فتالات البوتاسيوم الحامضية وبعد ذلك يمكن استخدام NaOH لمعايرة مواد اخرى مثل H_2SO_4 .

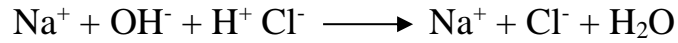
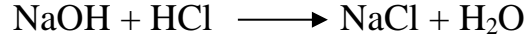
انواع التفاعلات المستخدمة في التحليل الحجمي:

يمكن تقسيم طرق التحليل الحجمي الى اربعة اقسام:

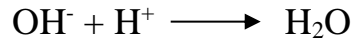
1. معايرات الاحماض والقواعد Acid-base titrations
2. معايرات الترسيب Precipitation titrations
3. المعايرات التي تتضمن تكوين مركب معقد Complexometric titrations
4. معايرات الاكسدة والاختزال Oxidation-reduction titrations

معايير التعادل والقواعد (معايير التعادل) Acid-Base Titrations (Neutralization Titrations)

معايير التعادل والتي تدعى أيضا معايير الاحماض والقواعد: هي تلك المعايير التي تتضمن اتحاد ايونات الهيدروجين H^+ مع ايونات الهيدروكسيد OH^- لتكوين الماء.



و المعادلة الايونية المختصرة هي:



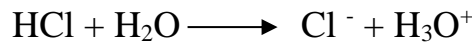
يمكن الكشف عن نقطة النهاية في هذا النوع من المعايير بطريقتين:

- أ- استخدام دليل كيميائي (ميثيل برتقالي، مثلا) حساس للتغير في الرقم الهيدروجيني pH.
- ب- عن طريق قياس التغير في الرقم الهيدروجيني باستخدام جهاز مقياس الرقم الهيدروجيني pH-meter.

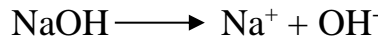
تعريف الاحماض والقواعد:

1- تعريف أريهينوس Arrhenius definition :

- عرف الحامض من قبل أريهينوس بأنه المادة التي إذا ذابت في الماء أعطت ايونات الهيدرونيوم H_3O^+ .



- كما عرفت القاعدة بواسطة أريهينوس بأنها المادة التي إذا ذابت في الماء أعطت ايونات الهيدروكسيد OH^- .



2- تعريف برونشتد ولوري Bronsted – Lowry definition:

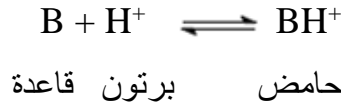
رأى كل من برونشتد ولوري بان تعريف الحامض والقاعدة كالآتي:

- الحامض هي المادة التي لها القدرة على منح بروتونات H^+

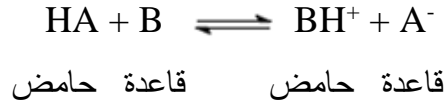


قاعدة بروتون حامض

- اما القاعدة فهي المادة التي تستقبل البروتونات.



ويصبح التفاعل الكلي لحامض وقاعدة كالآتي:

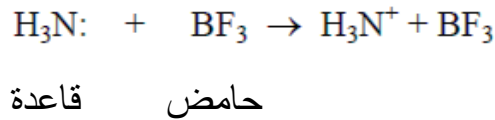


3- تعريف لويس Lewis definition:

اما لويس فقد عرف الحامض و القاعدة كالآتي:

- الحامض هي أي مادة لديها الميل لكسب زوج او اكثر من الالكترونات و تسمى هذه المادة بحامض لويس.
- القاعدة هي أي مادة لديها القدرة على اعطاء زوج او اكثر من الالكترونات و تسمى هذه المادة بقاعدة لويس.

مثال:



حسابات التحليل الحجمي

يتم حساب التركيز من خلال نتائج القياسات وباستخدام وزن او حجم النموذج المقاس ، كما يمكن ايضا تقييم النتائج النهائية احصائيا .

Calculation of Equivalent weight:**حساب الوزن المكافئ:****1- Acids:****الحوامض:**

$$\text{eq.wt (acid)} = \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of ionized hydrogen atoms (H}^+)}$$

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{ذرات الهيدروجين المتأينة عدد (H}^+)}} = \text{الوزن المكافئ للحمض}$$

Ex. Calculate the equivalent weight for hydrochloric and sulfuric acid
For HCl:

$$\begin{aligned} \text{eq.wt} &= \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of ionized hydrogen atoms (H}^+)}} \\ &= \frac{(1+35.5) \text{ g/mole}}{1} = 36.5 \text{ g/eq} \end{aligned}$$

For H₂SO₄:

$$\text{eq.wt} = \frac{[(2 \times 1) + (1 \times 32) + (4 \times 16)] \text{ g/mole}}{2} = 49 \text{ g/eq}$$

2- Bases:**القواعد:**

$$\text{eq.wt (base)} = \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of ionized hydroxide groups (OH}^-)}$$

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد مجاميع الهيدروكسيد المتأينة (OH}^-)}} = \text{الوزن المكافئ للقاعدة}$$

Ex. Calculate the equivalent weight for sodium hydroxide and aluminum hydroxide (Atomic weight: H=1, O=16, Na= 23, Al= 27).

For NaOH:

$$\begin{aligned} \text{eq.wt} &= \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of ionized hydroxide groups (OH}^-)}} \\ &= \frac{(23+1+16) \text{ g/mole}}{1} = 40 \text{ g/eq} \end{aligned}$$

For Al (OH)₃:

$$\text{eq.wt} = \frac{[27+(3 \times 1)+(3 \times 16)] \text{ g/mole}}{3} = 26 \text{ g/eq}$$

الاملاح:3- Salts:

$$\text{eq.wt (salt)} = \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of cations x oxidation number of cations}}$$

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد ذرات الفلز x عدد تأكسده}} = \text{الوزن المكافئ للملح}$$

Ex. Calculate the equivalent weight for calcium chloride and ferric sulfate (Atomic weight: Ca=40, Cl=35.5, S= 32, Fe= 56, H=1, O=16).

For CaCl₂:

$$\text{eq.wt} = \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of cations x oxidation number of cations}}$$

$$= \frac{(40 + (2 \times 35.5)) \text{ g/mole}}{2 \times 1} = 55.5 \text{ g/eq}$$

For Fe₂(SO₄)₃:

$$\text{eq.wt} = \frac{[(2 \times 56) + (3 \times 32) + (12 \times 16)] \text{ g/mole}}{3 \times 2} = 66.667 \text{ g/eq}$$

4- Oxidizing and Reducing Agents:العوامل المؤكسدة والمختزلة:

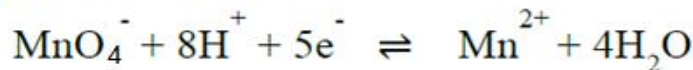
$$\text{eq.wt (oxidizing agent)} = \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of gained electrons}}$$

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد الالكترونات المكتسبة}} = \text{الوزن المكافئ للعامل المؤكسد}$$

$$\text{eq.wt (reducing agent)} = \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of lost electrons}}$$

$$\frac{\text{الوزن الجزيئي}}{\text{عدد الالكترونات المفقودة}} = \text{الوزن المكافئ للعامل المختزل}$$

Ex. Calculate the equivalent weight for potassium permanganate (Atomic weight: K= 39, Mn=55, O=16).



نلاحظ من المعادلة السابقة حدوث اكتساب للالكترونات اي ان KMnO₄ عامل مؤكسد.

$$\text{eq.wt} = \frac{\text{Mwt}}{\text{no. of gained electrons}}$$

$$= \frac{(39 + 55 + (4 \times 16)) \text{ g/mole}}{5} = 31.6 \text{ g/eq}$$

Units for Expressing Concentration

الوحدات المستعملة للتعبير عن التركيز

Concentration: Is a general measurement unit stating the amount of solute present in a known amount of solution.

$$\text{Concentration} = \frac{\text{amount of solute}}{\text{amount of solution}}$$

Although the terms "solute" and "solution" are often associated with liquid samples, they can be extended to gas-phase and solid-phase samples as well. The actual units for reporting concentration depend on how the amounts of solute and solution are measured.

التركيز: هو وحدة قياس عامة تشير الى كمية المذاب في كمية معروفة من المحلول. على الرغم من أن مصطلحات "المذاب" و "المحلول" غالباً ما ترتبط مع العينات السائلة، إلا انه يمكن ان يشمل النماذج الغازية والصلبة كذلك وان الوحدات الفعلية للتركيز تعتمد على كيفية قياس كميات المذاب والمحلول. يمكن التعبير عن التركيز باحدى الصيغ الآتية:

1- Molarity (M):

المولارية:

It is the number of moles (number of molecular grams) of solute per liter of solution.

تعرف بأنها عدد المولات (عدد الغرامات الجزيئية) من المادة المذابة في لتر من المحلول.

$$M = \frac{\text{number of solute moles}}{V (\text{Liter})} = \frac{n}{V (\text{Liter})} \quad \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \text{المولارية}$$

$$\text{Where } n = \frac{wt}{Mwt} \quad \frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{الوزن الجزيئي للمذاب}} = \text{عدد مولات المذاب}$$

$$M = \frac{\text{number of millimoles}}{V (\text{mL})} \quad \frac{\text{عدد ملي مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول بالمليتر}} = \text{المولارية}$$

$$M = \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL}$$

wt يمثل وزن المذاب بالغرام، Mwt يمثل الوزن الجزيئي للمذاب، VmL يمثل حجم المحلول بالمليتر.

Units of molarity are: mole/L , mmole/mL

Ex. How many grams of AgNO_3 used to prepare 500 mL of 0.125 M solution ($M_{wt} = 169.9 \text{ g/mole}$).

$$M = \frac{wt}{M_{wt}} \times \frac{1000}{VmL} \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow wt = \frac{M \times wt \times VmL}{1000}$$

$$wt = \frac{M \times wt \times VmL}{1000} = \frac{0.125 \times 169.9 \times 500}{1000} = 10.619 \text{ g}$$

Ex. Calculate the molarity (M) of solution result from dissolving 20 g of sodium hydroxide in 2.0 liters of solution ($\text{Na} = 23$, $\text{O} = 16$, $\text{H} = 1$).

We could solve this question in two ways:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{wt}{M_{wt}} = \frac{20 \text{ g}}{(23+1+16) \text{ g/mole}} = 0.5 \text{ mole}$$

$$M = \frac{n}{V (\text{Liter})} = \frac{0.5}{2} = 0.25 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{or } M &= \frac{wt}{M_{wt}} \times \frac{1000}{VmL} \\ &= \frac{20}{40} \times \frac{1000}{2000} = 0.25 \text{ M} \end{aligned}$$

2- Normality (N):

العيارية:

It is the number of equivalents of solute per liter of solution.

تعرف بأنها عدد المكافئات الغرامية من المادة المذابة في لتر من المحلول.

$$N = \frac{\text{number of solute equivalents}}{V (\text{Liter})} = \frac{\text{no.of eq}}{V (\text{Liter})}$$

النورمالية = $\frac{\text{عدد المكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{الحجم المحلول باللتر}}$

$$\text{Where } \text{no.of eq} = \frac{wt}{\text{eq.wt}}$$

عدد المكافئات الغرامية = $\frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{الوزن المكافئ للمذاب}}$

$$N = \frac{\text{number of meq}}{V (\text{mL})}$$

النورمالية = $\frac{\text{عدد المليمكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{حجم المحلول بالمليتر}}$

$$N = \frac{wt}{eq. wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

wt يمثل وزن المذاب بالغرام، eq.wt يمثل الوزن المكافئ الغرامي للمذاب، VmL يمثل حجم المحلول بالمليتر.

Units of molarity are: eq/L , meq/mL

Ex. How many grams of sodium carbonate used to prepare 250 mL of 0.20 N solution (Mwt = 106 g/mole).

$$\begin{aligned} eq.wt Na_2CO_3 &= \frac{Mwt}{\text{no.of cations} \times \text{oxidation number of cations}} \\ &= \frac{106}{2 \times 1} = 53 \text{ g/eq} \end{aligned}$$

$$N = \frac{wt}{eq. wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

$$0.2 = \frac{wt}{53} \times \frac{1000}{250}$$

$$wt = 2.650 \text{ g}$$

Ex. Calculate the normality (N) of solution result from dissolving 0.5 g of copper (II) hydroxide in 100 mL of distilled water. (Cu = 63.5, O = 16, H = 1).

$$\begin{aligned} eq. wt Cu (OH)_2 &= \frac{Mwt}{\text{no. of ionized hydroxide groups (OH}^-)} \\ &= \frac{[63.5 + (2 \times 16) + (2 \times 1)] \text{ g/mole}}{2} = 48.75 \text{ g / eq} \end{aligned}$$

$$N = \frac{wt}{eq. wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

$$N = \frac{0.5}{48.75} \times \frac{1000}{100}$$

$$= 0.103 \text{ N}$$

Units for Expressing Concentration

الوحدات المستعملة للتعبير عن التركيز

Concentration: Is a general measurement unit stating the amount of solute present in a known amount of solution.

$$\text{Concentration} = \frac{\text{amount of solute}}{\text{amount of solution}}$$

Although the terms "solute" and "solution" are often associated with liquid samples, they can be extended to gas-phase and solid-phase samples as well. The actual units for reporting concentration depend on how the amounts of solute and solution are measured.

التركيز: هو وحدة قياس عامة تشير الى كمية المذاب في كمية معروفة من المحلول. على الرغم من أن مصطلحات "المذاب" و "المحلول" غالباً ما ترتبط مع العينات السائلة، إلا انه يمكن ان يشمل النماذج الغازية والصلبة كذلك وان الوحدات الفعلية للتركيز تعتمد على كيفية قياس كميات المذاب والمحلول. يمكن التعبير عن التركيز باحدى الصيغ الآتية:

1- Molarity (M):

المولارية:

It is the number of moles (number of molecular grams) of solute per liter of solution.

تعرف بأنها عدد المولات (عدد الغرامات الجزيئية) من المادة المذابة في لتر من المحلول.

$$M = \frac{\text{number of solute moles}}{V (\text{Liter})} = \frac{n}{V (\text{Liter})} \quad \frac{\text{عدد مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول باللتر}} = \text{المولارية}$$

$$\text{Where } n = \frac{wt}{Mwt} \quad \frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{الوزن الجزيئي للمذاب}} = \text{عدد مولات المذاب}$$

$$M = \frac{\text{number of millimoles}}{V (\text{mL})} \quad \frac{\text{عدد ملي مولات المذاب}}{\text{حجم المحلول بالمليتر}} = \text{المولارية}$$

$$M = \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL}$$

wt يمثل وزن المذاب بالغرام، Mwt يمثل الوزن الجزيئي للمذاب، VmL يمثل حجم المحلول بالمليتر.

Units of molarity are: mole/L , mmole/mL

Ex. How many grams of AgNO_3 used to prepare 500 mL of 0.125 M solution (Mwt = 169.9 g/mole).

$$M = \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL} \Rightarrow \Rightarrow \Rightarrow wt = \frac{M \times wt \times VmL}{1000}$$

$$wt = \frac{M \times wt \times VmL}{1000} = \frac{0.125 \times 169.9 \times 500}{1000} = 10.619 \text{ g}$$

Ex. Calculate the molarity (M) of solution result from dissolving 20 g of sodium hydroxide in 2.0 liters of solution (Na = 23, O = 16, H = 1).

We could solve this question in two ways:

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{wt}{Mwt} = \frac{20 \text{ g}}{(23+1+16) \text{ g/mole}} = 0.5 \text{ mole}$$

$$M = \frac{n}{V (\text{Liter})} = \frac{0.5}{2} = 0.25 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{or } M &= \frac{wt}{Mwt} \times \frac{1000}{VmL} \\ &= \frac{20}{40} \times \frac{1000}{2000} = 0.25 \text{ M} \end{aligned}$$

2- Normality (N):

العيارية:

It is the number of equivalents of solute per liter of solution.

تعرف بأنها عدد المكافئات الغرامية من المادة المذابة في لتر من المحلول.

$$N = \frac{\text{number of solute equivalents}}{V (\text{Liter})} = \frac{\text{no.of eq}}{V (\text{Liter})}$$

النورمالية = $\frac{\text{عدد المكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{الحجم المحلول باللتر}}$

$$\text{Where } \text{no. of eq} = \frac{wt}{\text{eq.wt}}$$

عدد المكافئات الغرامية = $\frac{\text{وزن المذاب بالغرام}}{\text{الوزن المكافئ للمذاب}}$

$$N = \frac{\text{number of meq}}{V (\text{mL})}$$

النورمالية = $\frac{\text{عدد المليمكافئات الغرامية للمذاب}}{\text{حجم المحلول بالمليتر}}$

$$N = \frac{wt}{eq. wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

wt يمثل وزن المذاب بالغرام، eq.wt يمثل الوزن المكافئ الغرامي للمذاب، VmL يمثل حجم المحلول بالمليتر.

Units of molarity are: eq/L , meq/mL

Ex. How many grams of sodium carbonate used to prepare 250 mL of 0.20 N solution (Mwt = 106 g/mole).

$$\begin{aligned} eq.wt Na_2CO_3 &= \frac{Mwt}{\text{no.of cations} \times \text{oxidation number of cations}} \\ &= \frac{106}{2 \times 1} = 53 \text{ g/eq} \end{aligned}$$

$$N = \frac{wt}{eq. wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

$$0.2 = \frac{wt}{53} \times \frac{1000}{250}$$

$$wt = 2.650 \text{ g}$$

Ex. Calculate the normality (N) of solution result from dissolving 0.5 g of copper (II) hydroxide in 100 mL of distilled water. (Cu = 63.5, O = 16, H = 1).

$$\begin{aligned} eq. wt Cu (OH)_2 &= \frac{Mwt}{\text{no. of ionized hydroxide groups (OH}^-)} \\ &= \frac{[63.5 + (2 \times 16) + (2 \times 1)] \text{ g/mole}}{2} = 48.75 \text{ g / eq} \end{aligned}$$

$$N = \frac{wt}{eq. wt} \times \frac{1000}{VmL}$$

$$N = \frac{0.5}{48.75} \times \frac{1000}{100}$$

$$= 0.103 \text{ N}$$

الوزن الجزيئي للجرام (gMw أحياناً M.wt): يتم تعريفه على أنه مجموع الوزن الذري للذرات التي تشكل المركب الجزيئي. إذا تم التعبير عن الوزن الجزيئي للمركب بالغرام ويستخدم للمركبات غير الأيونية.

وزن صيغة الجرام (gFw أحياناً F.wt): مجموع الوزن الذري للذرات التي تشكل الصيغة الأيونية. (هو الوصف الأكثر دقة للمواد التي لا توجد كجزيئات، ولكنها موجودة كمركبات أيونية، على سبيل المثال، الأحماض القوية والقواعد والأملاح).

مفهوم المول: (المول): وهو عدد أفوجادرو (1023×6.022) من الذرات، أو الجزيئات، أو الأيونات، أو الأنواع الأخرى. عددياً: هو الوزن الذري أو الجزيئي أو الصيغة للمادة معبراً عنه بالغرام.

$$\text{mole} = \frac{\text{weight}(g)}{\text{formula weight} \left(\frac{g}{\text{mole}} \right)}$$

$$\text{mMole} = \frac{\text{weight}(mg)}{\text{formula weight} \left(\frac{mg}{\text{mmole}} \right)}$$

مثال:- احسب عدد المولات في 500 ملغم Na_2WO_4 .

الحل:

$$\text{mMole} = \frac{\text{wt}(mg)}{M.wt \left(\frac{mg}{\text{mmole}} \right)} = \frac{500 \text{ mg}}{293.8 \frac{mg}{\text{mmole}}} = 1.706 \text{ mmole}$$

$$\text{Mole} = \frac{\text{mmole}}{1000} = \frac{1.706}{1000} = 0.00170 \text{ mole}$$

مثال: ما عدد الجزيئات الموجودة في 25.0 غم من H_2

$$\text{No. Molecules} = \text{No. moles} \times \text{Avogadro number}$$

$$= 12.40 \times 6.022 \times 10^{23} = 7.74 \times 10^{24} \text{ molecule}$$

مثال:- كم مليغرام موجود في 0.250 مليمول Fe_2O_3 (أكسيد الحديدية)

الحل:

$$wt(mg) = mmole \times M.wt \left(\frac{mg}{mmole} \right)$$
$$= 0.250mmole \times 159.7 \frac{mg}{mmol} = 39.9mg$$

طرق التعبير عن تراكيز المحاليل

التركيز المولاري (M) للمحاليل المحضرة من إذابة المذاب الصلب في مذيب سائل:-
المولارية:- تعرف بأنها عدد مولات المذاب المذابة في أحجام المحلول باللتر.

$$\text{Molarity}(M) = \frac{\text{No. of mole solute}}{\text{Solution volume}(L)} = \frac{\text{mole}}{L}$$

$$\text{Molarity}(M) = \frac{\text{No. of mmole solute}}{\text{Solution volume}(mL)} = \frac{\text{mmole}}{mL}$$

$$\text{No. mole solute} = \frac{wt(g)}{M.wt \left(\frac{g}{mole} \right)}$$

$$M = \frac{\text{No. of mole solute}}{\text{volume solution}(L)} = \frac{\frac{wt(g)}{M.wt \left(\frac{g}{mole} \right)}}{\frac{v(mL)}{1000 \frac{mL}{l}}} = \frac{wt(g)}{M.wt \left(\frac{g}{mole} \right)} \times \frac{1000}{V(mL)}$$

$$M = \frac{wt(g)}{M.wt \left(\frac{g}{mol} \right)} \times \frac{1000}{V(mL)}$$

OR

$$M = \frac{wt(g)}{M.wt \left(\frac{g}{mol} \right)} \times \frac{1}{V(L)}$$

مثال (5):- يتم تحضير المحلول بإذابة 1.26 غرام من AgNO_3 في دورق حجمي سعة 250 مل. احسب مولارية محلول نترات الفضة. كم عدد المليمولات AgNO_3 التي تم إذابتها؟
الحل:

$$M = \frac{wt(g)}{M.wt(\frac{g}{mol})} \times \frac{1000}{V(mL)}$$

$$M = \frac{1.26(g)}{169.9(\frac{g}{mol})} \times \frac{1000}{250(mL)} = 0.0297 \text{ mol/L}$$

$$\text{Millimole} = M \left(\frac{mmole}{mL} \right) \times V(mL)$$

$$= 0.0297 \frac{mmol}{mL} \times 250mL = 7.42 \text{ mmole}$$

مثال: - ما عدد غرامات لكل مليلتر من NaCl الموجودة في محلول تركيزه 0.250 M؟
الحل:

$$M = \frac{wt(g)}{M.wt(\frac{g}{mol})} \times \frac{1000}{V(mL)}$$

$$0.250 \text{ M} = \frac{wt(g)}{58.5(\frac{g}{mol})} \times \frac{1000}{1(mL)} \quad , \quad wt(g) = 0.0146 \text{ g/mL}$$

مثال: - ما عدد جرامات Na_2SO_4 التي يجب وزنها لتحضير 500 مل من محلول تركيزه 0.100 M؟

$$M = \frac{wt(g)}{M.wt(\frac{g}{mol})} \times \frac{1000(\frac{mL}{L})}{V(mL)}$$

$$0.10 \text{ mol /L} = \frac{wt(g)}{142(\frac{g}{mol})} \times \frac{1000(\frac{mL}{L})}{500(mL)}$$

$$\text{wt(g)} = \frac{0.10 \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) \times 142 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \left(\frac{1}{\text{L}} \right)} = 7.1 \text{ g}$$

مثال:- احسب تركيز أيون البوتاسيوم بالغرام لكل لتر بعد خلط 100 مل من KCl 0.250 M و 200 مل من K_2SO_4 0.100 M.

$$\begin{aligned} \text{mmol (K}^+) &= \text{mmol (KCl)} + 2 \times \text{mmol (K}_2\text{SO}_4) \\ &= V(\text{mL}) \times M \left(\frac{\text{mmol}}{\text{mL}} \right) + 2 [V(\text{mL}) M \left(\frac{\text{mmol}}{\text{mL}} \right) \\ &= 100(\text{mL}) \times 0.250 \left(\frac{\text{mmol}}{\text{mL}} \right) + 2 [200(\text{mL}) \times 0.1 \left(\frac{\text{mmol}}{\text{mL}} \right)] \\ &= 25 \text{ mmol} + 2 [20 \text{ mmol}] \\ &= 25 \text{ mmol} + 40 \text{ mmol} = 65 \text{ mmol in 300 mL} \end{aligned}$$

$$\text{mmole} = \frac{\text{wt}(\text{mg})}{\text{Mwt} \left(\frac{\text{mg}}{\text{mmol}} \right)}$$

$$\text{wt} = 65(\text{mmol}) \times 39.1 \left(\frac{\text{mg}}{\text{mmol}} \right) = 2541.4 \text{ mg}$$

$$= \frac{2541.5 (\text{mg})}{1000 \left(\frac{\text{mg}}{\text{g}} \right)} = 2.541 \text{ gm in 300 mL}$$

$$= 2.541 \text{ gm} \times \frac{1000 \left(\frac{\text{mL}}{\text{L}} \right)}{300(\text{mL})} = 8.47 \text{ gm/L}$$

• التركيز المولاري لمحلول محضر من مذاب سائل مذاب في مذيب سائل.

$$M = \frac{\% \times \text{density} \times 1000}{M. wt} = \frac{\% \times \text{sp. gr.} \times 1000}{M. wt}$$

الكثافة: هي الوزن لكل وحدة حجم عند درجة الحرارة المحددة عادة تكون بوحدات (غم/مل) أو (غم/سم³) أو (غم.سم⁻³) في 20 درجة مئوية، بمعنى هي نسبة الكتلة بالغم والحجم بالمليتر.

الكثافة النوعية (النسبية) (sp. gr.): يتم تعريفها على أنها نسبة كتلة الجسم (مثل المحلول) عادة عند 20 درجة مئوية إلى كتلة حجم مساوٍ لها من الماء عند نفس درجة الحرارة، أو (هي النسبة بين كثافات المادتين).

مثال:- احسب مولية NH₃ النسبة المئوية له 28.0% والوزن النوعي له يساوي 0.898.

الحل:

$$M. wt \text{ NH}_3 = 14 + (3 \times 1) = 17$$

$$M = \frac{\% \times \text{sp. gr. or (density)} \times 1000}{M. wt}$$

$$M = \frac{\frac{28}{100} \times 0.898 \times 1000}{17} = 16.470 \frac{\text{mol}}{L} = 16.470 \frac{\text{mmol}}{\text{mL}} = 16.470 M$$

مثال:-كم عدد المليلترات اللازمة من حمض الكبريتيك المركز، النسبة المئوية له تساوي 94.0%، الكثافة له 1.831 غم/سم³، اللازمة لتحضير 1 لتر من بتركيز (M 0.100).

الحل:

$$M = \frac{\frac{94}{100} \times 1.831 \times 1000}{98.1} = 17.5 \frac{\text{mol}}{\text{mL}}$$

no. of mmol (conc.) = no. mmol (dilu.)

$$(M_1 \times V_1)_{\text{conc.}} = (M_2 \times V_2)_{\text{dilu.}}$$

$$17.5 \times V_1 = 0.1 \times 1000$$

$$V_1 = 5.71 \text{ mL}$$

يجب تخفيف حجم مقداره 5.71 مليلتر من H₂SO₄ المركز إلى 1 لتر (1000 مل) لتحضير محلول بتركيز M 0.1.

حل آخر: عدد الملي مول (المركز) = عدد الملي مول (المخفف)

$$(M_1 \times V_1)_{\text{conc.}} = (M_2 \times V_2)_{\text{dilu.}}$$

$$\frac{\% \times \text{sp. gr. (density)} \times 1000}{M. wt} \times V_1 = (M_2 \times V_2)_{\text{dilu.}}$$

$$\frac{\frac{94}{100} \times 1.831 \times 1000}{98.1} \times V_1 = 0.1 \times 1000$$

$$V_1 = 5.71 \text{ mL}$$

المحاليل المخففة Diluting Solutions :-

يجب علينا في كثير من الأحيان تحضير محاليل مخففة من محاليل مخزونة أكثر تركيزًا. على سبيل المثال، قد نقوم بإعداد محلول HCl مخفف من HCl المركز لاستخدامه في المعايرة. أو قد يكون لدينا محلول قياسي مخزون نرغب في تحضير سلسلة من المحاليل المخففة منه.

$$M_{stock} \times V_{stock} = M_{diluted} \times V_{diluted}$$

مثال:- لديك مخزون من محلول $KMnO_4$ تركيزه $M 0.100$ وسلسلة من الدوارق الحجمية سعة 100 مل. ما هي أحجام محلول المخزون الذي يجب عليك ضخه بالماصة في الدوارق الحجمية لإعداد تراكيز مولارية تساوي 0.001 , 0.10 , 1.00 , 2.00 , 5.00 , و 10.0 لمحلول $KMnO_4$.

الحل:

$$(M_1 \times V_1)_{conc.} = (M_2 \times V_2)_{dil}$$

$$0.1 \left(\frac{mmol}{mL} \right) \times V_1 = 1.0 \times 10^{-3} \left(\frac{mmol}{mL} \right) \times 100(mL)$$

$$V_1 = 1.0 \text{ mL stock solution (conc.)}$$

مثال:- أنت ترغب في تحضير 500 مل من محلول $M 0.1$ من $K_2Cr_2O_7$ من محلول تركيزه $M 0.250$. ما حجم المحلول الذي تركيزه $M 0.250$ الذي يجب تخفيفه إلى 500 mL.

الحل:

$$(\text{no. of mmol})_{conc.} = (\text{no. of mmol})_{dilu.}$$

$$(M_1 \times V_1)_{conc.} = (M_2 \times V_2)_{dilu.}$$

$$0.250 \left(\frac{mmol}{mL} \right) \times V_1(mL) = 0.1 \left(\frac{mmol}{mL} \right) \times 500 \text{ mL}$$

$$V_1 = 200 \text{ mL}$$

مثال: - ما المولارية M والعيارية N لمحلول 13.0% من H_2SO_4 ؟ إلى أي حجم يجب تخفيف 100 ml من الحامض لتحضير محلول تركيزه N 1.50؟ علما ان الكثافة النوعية له تساوي 1.090.

الحل:

$$M = \% \times SP.gr \times 1000 / M.wt = 0.13 \times 1.090 \times 1000 / 98 = 1.45M.$$

$$N = a M = 2 \times 1.45 = 2.9 N.$$

$$N_1 V_1 = N_2 V_2 \quad 2.9 \times 100 = 1.50 \times V_2$$

$$V_2 = 193 \text{ ml}.$$

مثال: - قم بتحضير 500 مل من محلول 0.010 م من ايون Na^+ من كربونات الصوديوم Na_2CO_3 .

الحل:



$$0.01/2$$

$$0.01$$

$$M_{Na_2CO_3} = \frac{wt}{M.wt} \times \frac{1000}{V(mL)}$$

$$0.005 = \frac{wt}{M.wt} \times \frac{1000}{V(mL)}$$

$$\frac{1000}{500} \times wt = 0.005 \times 106$$

$$wt = \frac{0.005 \times 106}{2} = 0.265 \text{ g } Na_2CO_3$$

مثال:- قم بتحضير 250 مل من محلول تركيزه M 0.050 من ايون K^+ من ثنائي كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ الصلب.



$$0.01/2$$

$$0.01$$

$$M_{K_2Cr_2O_7} = \frac{wt}{M.wt} \times \frac{1000}{V(mL)}$$

$$0.005 = \frac{wt}{M.wt} \times \frac{1000}{V(mL)}$$

$$\frac{1000}{250} \times wt = 0.005 \times 294.18$$

$$wt = \frac{0.005 \times 294.18}{2} = 0.367 \text{ g } K_2Cr_2O_7$$

مثال: - ما الحجم بالملي لتر من برمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$ (تركيزه $0.100 M$) الذي يجب استخدامه لتحضير 100 مل من محلول $1.0 \times 10^{-3} M$.

الحل:

$$(M_1 \times V_1)_{conc.} = (M_2 \times V_2)_{dilu.}$$

$$0.1 \left(\frac{mmol}{mL} \right) \times V_1 = 1.0 \times 10^{-3} \left(\frac{mmol}{mL} \right) \times 100(mL)$$

$$V_1 = 1.0 \text{ mL stock solution (conc.)}$$

مثال: - ما حجم المحلول ذو التركيز $0.250 M$ من محلول ثنائي كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ الذي يجب تخفيفه لتحضير 500 مل من محلول تركيزه $0.1 M$.

الحل:

$$(M_1 \times V_1)_{conc.} = (M_2 \times V_2)_{dilu.}$$

$$0.250 \left(\frac{mmol}{mL} \right) \times V_1(mL) = 0.1 \left(\frac{mmol}{mL} \right) 500 \text{ mL}$$

$$V_1 = 200 \text{ mL}$$

التركيز الفورمالي (Formality) F:- يستخدم الكيميائيون في بعض الأحيان مصطلح التركيز الفورمالي للإشارة إلى محاليل الأملاح الأيونية التي لا توجد كجزيئات في المادة الصلبة أو في المحلول ويتم إعطائها الرمز (F). الفورمالية هي نفس المولارية عددياً.

الفورمالية (F):- عدد الوزن الفورمالي للمذاب في لتر واحد من المحلول

$$F = \frac{\text{No. of F. Wt}}{V (L)}$$

$$\text{No. of F. wt} = \frac{\text{wt}(g)}{F. \text{wt}(\frac{g}{mole})}$$

$$F = \frac{\text{wt}(g)}{F. \text{wt}(\frac{g}{mol})} \times \frac{1000}{V(mL)} \quad \text{or} \quad F = \frac{\text{wt}(g)}{F. \text{wt}(\frac{g}{mol})} \times \frac{1}{V(L)}$$

- التركيز الفورمالي للمحلول المحضر من مذاب سائل مذاب في مذيب سائل

$$F = \frac{\% \times \text{density} \times 1000}{F. wt} = \frac{\% \times \text{sp. gr.} \times 1000}{F. wt}$$

$$F1 \times V1 = F2 \times V2$$

العيارية (النورمالية) (N) : عدد المذاب المكافئ في حجم المحلول باللتر

- التركيز العياري للمحلول المحضر من المذاب السائل المذاب في المذيب السائل.

$$N = \frac{\% \times \text{density} \times 1000}{Eq. wt} = \frac{\% \times \text{sp. gr.} \times 1000}{Eq. wt}$$

$$N1 \times V1 = N2 \times V2$$

العلاقة بين المولارية (M) والعيارية (N):-

$$\frac{M = \frac{wt}{M. wt} \times \frac{1}{V(mL)}}{N = \frac{wt}{Eq. wt} \times \frac{1}{V(mL)}} = \frac{M}{N} = \frac{Eq. wt}{M. wt}$$

$$\frac{M = \frac{\text{No. of mole } (n)}{V(l)}}{N = \frac{\text{No eq. wt}}{V(l)}} = \frac{M}{N} = \frac{n}{\text{No. eq. wt}}$$

$$N = n (M)$$

(n) = No. of equivalent , H⁺, OH⁻, or electron

مثال: - كم مليلتر من محلول $M 0.25$ من H_2SO_4 سوف يتفاعل مع 10 مل من محلول $M 0.25$ من $NaOH$.

الحل:

$N = nM$ (n = No. of equivalent , H^+ , OH^- , or electron)

$$N_{H_2SO_4} = 2 \times (0.25M) = 0.5$$

$$= 0.5 \left(\frac{Eq}{L} \right) \text{ or } \left(\frac{meq}{mL} \right) \text{ or } N$$

$$N_{NaOH} = 1 \times 0.25 = 0.25 N$$

$$(N \times V)_{H_2SO_4} = (N \times V)_{NaOH}$$

$$(0.5 \times V)_{H_2SO_4} = (0.25 \times 10)_{NaOH}$$

$$V_{H_2SO_4} = 5.0 \text{ mL}$$

مثال: - ما عدد المللي مكافئات الموجودة في 43.50 مل بتركيز $0.1379 N$ لثنائي كرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$ ؟

no. of milliequivalents = $N \times V$

$$= 0.1379 \frac{meq}{mL} \times 43.50 \text{ mL} = 5.9987 \text{ meq}$$

التركيز بالنسبة المئوية:**6-Concentration by percent:-**

a/ (Percentage %) Parts per hundred (pph):-

$$\left(\frac{wt}{wt} \%\right) = \frac{wt \text{ solute}(g)}{wt \text{ soluton or sample}(g)} \times 100$$

$$= \frac{wt \text{ solute}(mg)}{wt \text{ soluton or sample}(mg)} \times 100$$

$$\left(\frac{wt}{V} \%\right) = \frac{wt \text{ solute}(g)}{V \text{ soluton or sample}(mL)} \times 100$$

$$= \frac{wt \text{ solute}(mg)}{V \text{ soluton or sample}(\mu L)} \times 100$$

$$\left(\frac{V}{V} \%\right) = \frac{V \text{ solute}(mL)}{V \text{ soluton or sample}(mL)} \times 100$$

$$= \frac{V \text{ solute}(\mu L)}{V \text{ soluton or sample}(\mu L)} \times 100$$

مثال:- احسب النسبة الوزنية للمحلول المحضر بخاظ 5.0 غم من $AgNO_3$ مع 100 مل ماء (كثافة الماء تساوي 1 غم/سم³).

الحل:

$$\left(\frac{wt}{wt} \%\right) = \frac{wt \text{ solute}(g)}{wt \text{ soluton or sample}(g)} \times 100$$

$$\left(\frac{wt}{wt} \%\right) = \frac{wt \text{ solute}(AgNO_3)(g)}{wt \text{ solute} + wtsolution(H_2O)(g)} \times 100$$

$$\left(\frac{wt}{wt} \%\right) = \frac{5 g}{5 g + (100 mL \times 1 \frac{g}{mL})} \times 100 = \frac{5 g}{105 g} \times 100 = 4.76\%$$

مثال:- احسب عدد الغرامات في 500 مل من محلول السيلان SiH_4 (الوزن/الحجم % = 0.859%).

الحل:

$$\left(\frac{wt}{V} \%\right) = \frac{wt \text{ solute}(g)}{V \text{ soluton or sample}(mL)} \times 100$$

$$0.859\% = \frac{wt \text{ NaCl}(g)}{500mL} \times 100$$

$$wtNaCl = \frac{0.859 \times 500}{100} = 4.25 \text{ g NaCl}$$

مثال:- احسب وزن الجلوكوز في 1 لتر من المذيب، علما ان (وزن/حجم % = 5%).

الحل:

$$\left(\frac{wt}{V} \%\right) = \frac{wt \text{ solute}(g)}{V \text{ solution or sample}(mL)} \times 100 = \frac{wt \text{ glucose}(g)}{V \text{ solution}(mL)} \times 100$$

$$5\% = \frac{wt \text{ glucose}(g)}{1000(mL)} \times 100$$

$$wt \text{ glucose} = \frac{5 \times 1000}{100} = 50 \text{ g}$$

مثال: - احسب النسبة المئوية لحجم المحلول المحضر بخلط 50 مل من كحول الميثيل مع 200 مل ماء.

الحل:

$$\left(\frac{V}{V}\right) \% = \frac{V \text{ solute}(mL)}{V \text{ soluton or sample}(mL)} \times 100$$

$$\left(\frac{V}{V}\right) \% = \frac{V \text{ methyl alcohol}(mL)}{V \text{ methyl alcohol} + V \text{ water}(mL)} \times 100$$

$$\left(\frac{V}{V}\right) \% = \frac{50mL}{(50 + 200)mL} \times 100 = 20\%$$

العلاقة بين المولارية أو العيارية مع التركيز المنوي:-

مثال:- احسب التركيز المولاري M لمحلول كلوريد الصوديوم 0.85% (وزن/حجم%).

$$\begin{aligned} M &= \frac{wt(g)}{M. wt} \times \frac{1000}{VmL} \\ &= \frac{wt(g)}{M. wt} \times \frac{1000}{100} \\ &= \frac{wt}{V} \% \times \frac{1000}{M. wt} \end{aligned}$$

$$M = \frac{0.85}{100} \times \frac{1000}{58.5} = 0.145 M$$

* كيف يمكننا حساب العيارية للمثال أعلاه؟

- التركيز بالأجزاء في الألف أو المليون أو المليار:-

- Concentration in parts per thousand or million or billion:-

$$\text{ppt (w/w)} = \frac{\text{weight solute (g)}}{\text{weight sample (g)}} \times 10^3$$

$$\text{ppm (w/w)} = \frac{\text{weight solute (g)}}{\text{weight sample (g)}} \times 10^6$$

$$\text{ppb (w/w)} = \frac{\text{weight solute (g)}}{\text{weight sample (g)}} \times 10^9$$

$$\text{ppt (w/v)} = \frac{\text{weight solute (g)}}{\text{volume sample (mL)}} \times 10^3$$

$$\text{ppm (w/v)} = \frac{\text{weight solute (g)}}{\text{volume sample (mL)}} \times 10^6$$

$$\text{ppb (w/v)} = \frac{\text{weight solute (g)}}{\text{volume sample (mL)}} \times 10^9$$

$$\text{ppt (v/v)} = \frac{\text{volume solute (mL)}}{\text{volume sample (mL)}} \times 10^3$$

$$\text{ppm (v/v)} = \frac{\text{volume solute (mL)}}{\text{volume sample (mL)}} \times 10^6$$

$$\text{ppb (v/v)} = \frac{\text{volume solute (mL)}}{\text{volume sample (mL)}} \times 10^9$$

العلاقة بين النسبة المئوية والأجزاء في الألف أو المليون أو المليار:-

Relationship between percent (%) and (ppt, ppm, and ppb)

$$ppt = wt/wt * 10, ppm = wt/wt * 10^4, ppb = wt/wt * 10^7$$

The relationship between molarity, normality and part per million:-

$$M = \frac{PPM}{M. wt \times 1000}$$

$$N = \frac{PPM}{Eq. wt \times 1000}$$

كيف تقوم بالتحويلات التالية :

- 1- 10 ppt to wt/wt%. wt/wt% =
- 2- 86 wt/wt% to ppm. ppm=
- 3- 6.6 M of K_2MnO_4 to ppm. ppm=
- 4- 350 ppm of H_2SO_4 to N. N=

المحاضرة الخامسة

الاس الهيدروجيني (الدالة الحامضية) او (الرقم الهيدروجيني) (pH):-

هو مقياس للتركيز المولاري لأيونات الهيدروجين في المحلول وهو يساوي اللوغارتم السالب للتركيز المولاري لأيونات الهيدروجين كما في المعادلة التالية:

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

- يتم حساب قيمة pH اما باستعمال جهاز قياس الدالة الحامضية حيث يقيس الاختلاف في الجهد بين مصدر القطب الحساس للتغيرات في pH. ان الاجهزة المختبرية للـ pH تصنع من القطب الزجاجي.
- كما يتم حساب قيمة pH باستعمال الكواشف (الدلائل) حيث يتغير لون الدليل اعتماداً على التغير في قيم pH .
- وايضاً يتم حساب pH بواسطة ورقة عباد الشمس الملونة.

$$\text{PH} = -\text{Log} [\text{H}^+]$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-\text{PH}}$$

$$\text{POH} = -\text{Log} [\text{OH}^-]$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{POH}}$$

$$\text{PH} + \text{POH} = 14$$

$$\text{PK}_w = \text{PH} + \text{POH} = 14$$

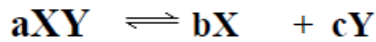
$$-\text{Log K}_w = -\text{Log} [\text{H}^+] + (-\text{Log} [\text{OH}^-])$$

$$\text{PK}_w = -\text{Log K}_w$$

	$7 = \text{POH} = \text{PH}$	في المحاليل المتعادلة
(0 → 7)	$7 > \text{PH}$	في المحاليل الحامضية
(7 → 14)	$7 < \text{PH}$	في المحاليل القاعدية

ثابت التوازن لزوج حامض- قاعدة :-

يمكن كتابة قانون ثابت التوازن لأي تفاعل عكسي وتميله بالعلاقة التالية:



$$K = \frac{[\text{X}]^b [\text{Y}]^c}{[\text{XY}]^a}$$

حيث ان :

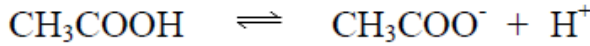
$K =$ ثابت التوازن (التفكك أو التآين)

$\text{XY} =$ المادة المتفككة الأصلية

$\text{X}, \text{Y} =$ نواتج التفكك أو التآين

$a =$ عدد مولات المادة المتفككة الأصلية

$b, c =$ عدد مولات نواتج التفكك X, Y على التوالي

ثابت تفكك (تأين) الحامض K_a 

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

ثابت تفكك (تأين) القاعدة K_b 

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$K_w = K_a \times K_b$$

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

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

حيث إن K_w = ثابت التأين الذاتي للماء
 K_a = ثابت تأين الحامض
 K_b = ثابت تأين القاعدة

درجة التأين : Ionization Degree

$$\frac{\text{الكمية المتأينة (المتفككة)}}{\text{الكمية الكلية}} = \text{درجة التأين Ionization Degree}$$

النسبة المئوية للتأين : Ionization Ratio

$$100 \times \frac{\text{الكمية المتأينة (المتفككة)}}{\text{الكمية الكلية}} = \text{النسبة المئوية للتأين}$$

$$100 \times \text{درجة التأين} = \text{النسبة المئوية للتأين}$$

مثال/ احسب pH و pOH وتركيز ايون الهيدروكسيد لمحلول التركيز المولاري لأيون الهيدروجين $5 \times 10^{-3} \text{ M}$ ؟

$$[\text{H}^+] [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$5 \times 10^{-3} [\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14} \rightarrow [\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-3}} = 2 \times 10^{-12}$$

$$\text{pH} = -\text{Log} [\text{H}^+] = -\text{Log} 5 \times 10^{-3} = 2.3$$

$$\text{pOH} = -\text{Log} [\text{OH}^-] = -\text{Log} 2 \times 10^{-12} = 11.7$$

$$\text{or } \text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$2.3 + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 2.3 = 11.7$$

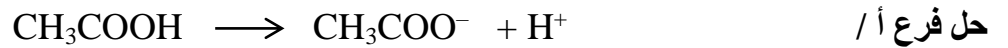
مثال // احسب PH ، POH لما يلي ؟

أ. محلول حامض الخليك 0.01 M ودرجة تأينه 0.135 ؟

ب. محلول هيدروكسيد الأمونيوم بتركيز 0.01 M وتأينه بنسبة 0.125 ؟

مثال // احسب تركيز ايون الهيدروجين لمحلول 0.1 (N) عياري حامض الخليك إذا علمت إن ثابت تأين

الحامض $K_b = 1.85 \times 10^{-5}$ ؟



بما ان محلول الحامض يتأين بنسبة 0.135 اذن:

$$[\text{H}^+] = 0.135 \times 0.01 = 1.35 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (1.35 \times 10^{-3})$$

$$= 3 - \log 1.35 = 3 - 0.13 = 2.87$$

$$\text{pOH} = 14 - 2.87 = 11.14$$

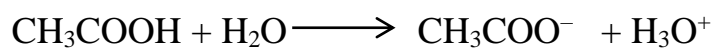
توازن الحامض – القاعدة في الماء:-

تتفكك او تتأين الحوامض والقواعد في الماء وتعتمد الكمية المتأينة على قوة الحامض او القاعدة. ويتفكك الالكتروليت القوي كلياً اما الالكتروليت الضعيف فيتفكك جزئياً.

يعتبر حامض الهيدروكلوريك حامضاً قوياً حيث يتأين تأيناً كاملاً كما في المعادلة التالية:



اما حامض الخليك فهو حامض ضعيف يتأين جزئياً كما مبين في المعادلة التالية:



ويمكن توضيح ثابت التوازن لهذا التفاعل بالمعادلة التالية:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]} \dots(1)$$

حيث ان K_a تمثل ثابت الحمضية (Acidity constant)

وبما ان الماء النقي يتأين قليلاً لذلك يحذف من المعادلة (1) وتصبح المعادلة كالتالي:

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

مثال/ احسب pH و pOH لمحلول حامض الخليك الذي تركيزه $1 \times 10^{-3} \text{ M}$ علماً ان ثابت تأين الحامض يساوي (1.75×10^{-5}) ؟



$$(1 \times 10^{-3} - x) \quad \quad \quad x \quad \quad x$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{OAC}^-]}{[\text{HOAC}]}$$

$$1.75 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{1 \times 10^{-3} - x}$$

* لإيجاد الجواب بصورة تقريبية يهمل x من مقام المعادلة الاخيرة.

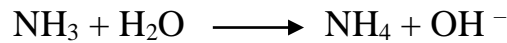
$$x = 1.32 \times 10^{-4} \text{ M} = [\text{H}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (1.32 \times 10^{-4})$$

$$= 4 - \log 1.32 = 4 - 0.12 = 3.88$$

$$\text{pOH} = 14 - 3.88 = 10.12$$

س// احسب pH و pOH لمحلول الامونيا الذي تركيزه $1 \times 10^{-3} \text{ M}$ عندما يكون ثابت تأين القاعدة (1.75×10^{-5}) عند درجة 25 °C ؟



الاملاح والتحلل المائي للأملح **-:Salts and Hydrolysis of Salts**

الاملاح: هي مركبات ايونية تنتج من اتحاد ايونات موجبة من القاعدة (فلز او جذر امونيوم NH_4) مع ايونات سالبة من الحامض لذلك ناتج التفاعل متعادل كهربائياً (خالي من الشحنات). الايونات المكونة للأملح يمكن ان تكون لاعضوية مثل الكلوريد، او عضوية مثل الخلات، او يمكن ان تكون احادية الذرة مثل الفلوريد او تكون متعددة الذرات مثل الكبريتات.

طرق تحضير الأملاح :-

يمكن تحضير الأملاح بالطرق التالية :

1. تفاعل فلز مع لافلز
 $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$
2. تفاعل حامض مع قاعدة
 $Ca(OH)_2 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + 2H_2O$
3. إحلال فلز محل هيدروجين حامض
 $Mg + H_2SO_4 \rightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$
4. تبادل الجذور
 $NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl \downarrow$

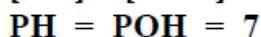
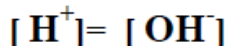
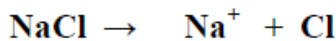
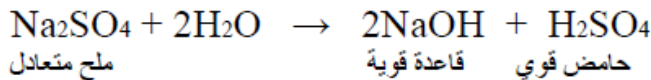
ملاحظه:

- من القواعد القوية : $Ca(OH)_2$, KOH , $NaOH$
- من القواعد الضعيفة : هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH ، هيدروكسيد النحاس $Cu(OH)_2$ ، الانيلين (ماصيغته الكيميائية).
- من الحوامض القوية : HBr ، HNO_3 ، HCl ، H_2SO_4
- من الحوامض الضعيفة: H_2CO_3 ، CH_3COOH ، $HCOOH$ ، HF ، HCN

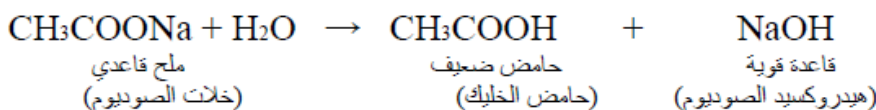
أصناف للأملح :-

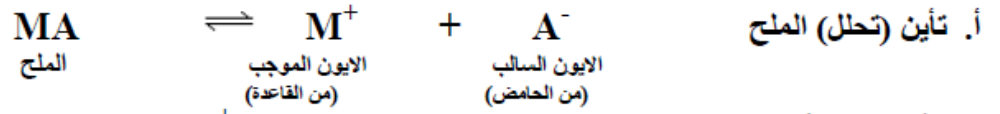
تعتمد خواص الأملاح على خواص الايونات السالبة والايونات الفلزية الموجبة فيها بعد تحللها مائياً" وبذلك فان الأملاح تكون على أربعة أصناف:-

(أ) الأملاح المتعادلة : وهي الأملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة قوية مثل $NaCl$, KCl حيث تتأين تماماً تاماً في الماء (مالانهاية $K_h =$) لكونها (الكتروليبات قوية) ويكون محلولها المائي متعادلاً".

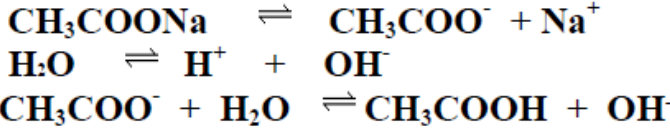


(ب) الأملاح القاعدية : وهي الأملاح المشتقة من حامض ضعيف وقاعدة قوية (ويكون محلولها المائي قاعدياً" (مثل خلات الصوديوم و فورمات الصوديوم:-



خطوات التحلل المائي :

ج. تفاعل الايون الذي مصدره (القاعدة او الحمض) الضعيف لكون قرين قوي مع الماء حيث يتبقى H_3O^+ أو H^+ في المحيط الحمضي و OH^- في المحيط القاعدي

ثابت التحلل المائي للملح K_h

$$K_h = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{[\text{Acid}] [\text{Base}]}{\text{unhydrolyzed Salt}}$$

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

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w K_a}{C}}$$

$$\text{PH} = \frac{1}{2} \text{PK}_w + \frac{1}{2} \text{PK}_a + \frac{1}{2} \text{Log } C$$

كما أنه في حالة تأين الأحماض أو القواعد الضعيفة فإنه يمكن التعبير عن ثابت التأين K_a ، K_b باستخدام المعادلة السابقة كالآتي :

$$pK_a = -\log K_a$$

$$pK_b = -\log K_b$$

مثال// احسب الأس الهيدروجيني PH و K_h لمحلول سيانيد البوتاسيوم 0.01 M KCN

علماً إن $K_a(\text{KCN}) = 7 \times 10^{-10}$ ؟

$$\text{PH} = \left(\frac{1}{2} \times 14 \right) + \frac{1}{2} \left(\log \frac{7}{10^{10}} \right) + \frac{1}{2} \times -2 \quad \Rightarrow \quad \text{PH} = 7 + \frac{1}{2} \left(\log 7 - \log 10^{10} \right) - 1$$

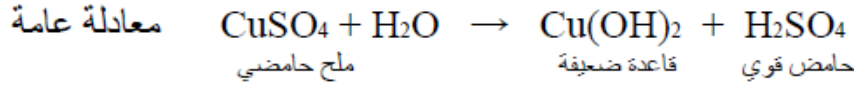
$$\text{PH} = 7 + \frac{1}{2} \left(\log 7 - 10 \log 10 \right) - 1 \quad \Rightarrow \quad \text{PH} = 7 + \frac{1}{2} \left(0.845 - 10 \right) - 1$$

$$\text{PH} = 7 + \frac{1}{2} \left(-9.155 \right) - 1 \quad \Rightarrow \quad \text{PH} = 7 - 4.577 - 1$$

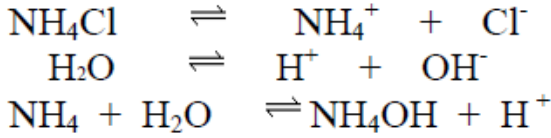
$$\text{PH} = 1.423$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{7 \times 10^{-10}} = 1.4 \times 10^{-5}$$

(ج) الأملاح الحامضية : وهي الأملاح المشتقة من حامض قوي وقاعدة ضعيفة مثل NH_4Cl و $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ حيث يكون محلولها المائي حامضياً :-



خطوات التحلل المائي :



$$K_h = \frac{[\text{Base}] [\text{Acid}]}{[\text{unhydrolyzed Salt}]} = \frac{[\text{NH}_4\text{OH}] [\text{H}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

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

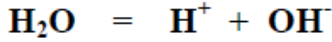
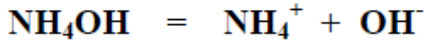
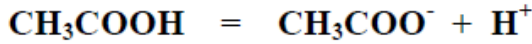
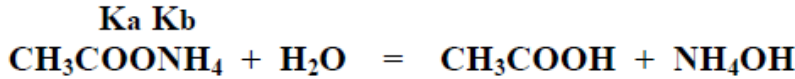
$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w C}{K_b}}$$

$$\text{PH} = \frac{1}{2} \text{PK}_w - \frac{1}{2} \text{PK}_b - \frac{1}{2} \text{Log C}$$

مثال: احسب الأس الهيدروجيني PH وثابت التحلل المائي للملح K_h لمحلول NH_4Cl 0.01 M علماً إن $K_{b\text{NH}_4\text{Cl}} = 1.8 \times 10^{-5}$ ؟

(د) الأملاح المشتقة من قاعدة ضعيفة وحامض ضعيف مثل خلات الأمونيوم و فورمات الأمونيوم حيث يكون محلولها المائي أما (متعادلا " إذا كان $K_a = K_b$) أو أن يكون حامضيا" أو قاعديا" (إذا كان K_a لايسوي K_b) وان K_h لا يعتمد على تركيز الملح C ؟

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



$$\text{PH} = \frac{1}{2} \text{PK}_w + \frac{1}{2} \text{PK}_a - \frac{1}{2} \text{PK}_b$$

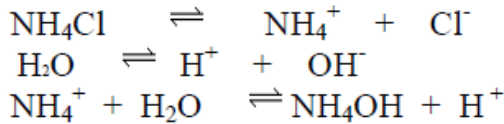
ملاحظة : يتضح مما سبق ان التناسب عكسي بين (K_a او K_b) مع K_h ; حيث انه كلما كان (K_a او K_b) صغيرا" كان K_h كبيرا" والملح يتحلل مائيا" بدرجة اكبر .

مثال// احسب PH و K_h لمحلول فورمات الأمونيوم 0.05 N علماً إن $K_a(\text{HCOOH}) = 1.77 \times 10^{-4}$ ، $K_b = 1.79 \times 10^{-5}$ ؟

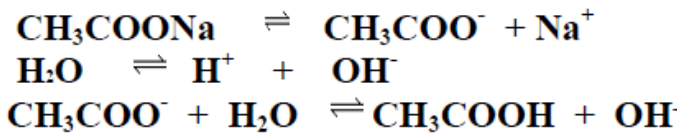
اسئلة محلولة

س: ناقش ماذا يحدث عند إذابة كلوريد الأمونيوم NH_4Cl في الماء ؟

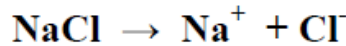
ج : يتأين كلوريد الأمونيوم NH_4Cl عند ذوبانه في الماء بعد ذلك يتفاعل ايون الأمونيوم NH_4^+ (حامض قرين قوي لان مصدره قاعدة ضعيفة حسب نظرية برونشترند) مع الماء فيتحلل H_3O^+ أو H^+ فيؤدي الى ان يكون المحلول ذو تأثير حامضي في الدلائل الكيميائية .



س: لماذا يكون المحلول المائي لخلات الصوديوم CH_3COONa قاعديا" ؟
ج: المحلول قاعدي لان الملح مشتق من حامض ضعيف وقاعدة قوية حيث يبقى ايون OH^- في المحلول



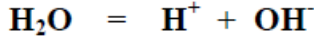
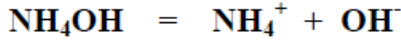
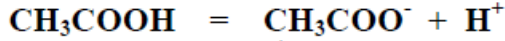
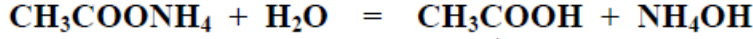
س : لماذا لا يتحلل ملح كلوريد الصوديوم NaCl مائيا" ؟



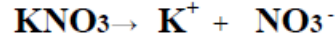
ج:

لان هذا الملح مشتق من حامض قوي HCl وقاعدة قوية NaOH لذلك فان كلا القريين الناتجين عنهما يكونان ضعيفان فلا يتفاعلان مع الماء .

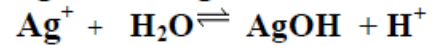
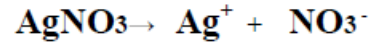
س : علل لماذا يكون المحلول المائي لخلات الأمونيوم متعادل التأثير في الدلائل الكيميائية؟
 ج : ان المحلول المائي لخلات الامونيوم متعادل التأثير في الدلائل الكيميائية وذلك لتخلف
 H^+ , OH^- بتراكيز متساوية حيث ان ($K_b = K_a$)



س: علل لماذا لا تتغير قيمة P^H الماء النقي (المقطر) عند إذابة نترات البوتاسيوم KNO_3 فيه ؟
 ج: ان هذا الملح مشتق من حامض قوي HCl وقاعدة قوية KOH لذا فان محلوله المائي متعادل وقيمة $P^H=7$. لذلك يبقى المحلول متعادل ولا تتغير قيمة P^H الماء النقي وهي 7 .



س: لماذا تنخفض قيمة قيمة P^H الماء النقي (المقطر) عند إذابة نترات الفضة $AgNO_3$ فيه ؟
 ج. ان هذا الملح مشتق من حامض قوي HNO_3 وقاعدة ضعيفة $AgOH$ لذا فان محلوله المائي حامضي فتتخفض قيمة P^H الى اقل من 7 حيث يتبقى H^+ في المحلول .



س: ناقش مع المعادلات ماذا يحدث عند إذابة سيانيد البوتاسيوم KCN في الماء ؟
 س : علل: لماذا تزداد قيمة PH الماء النقي عند إذابة فلوريد البوتاسيوم KF فيه ؟

المحاليل المنظمة (محاليل البفر) - Buffer Solutions :-

هي المحاليل التي تقاوم التغيير في الأس الهيدروجيني عند اضافة كمية قليلة من حامض قوي او قاعدة قوية او عند التخفيف وهو يتكون من حامض ضعيف وملحه او قاعدة ضعيفة وملحها.

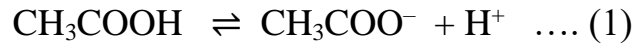
وتعتمد قدرة المحلول المنظم على عاملين هما:

1. النسبة بين تركيز الحامض الضعيف والملح حيث تصل القدرة الى نهايتها العظمى عندما تتساوى هذه

النسبة ويحدث ذلك عند منتصف المعايرة حيث تكون $pH = pKa$.

2. درجة تركيز كل من الحامض الضعيف والملح حيث تزداد القدرة كلما زادت درجة التركيز.

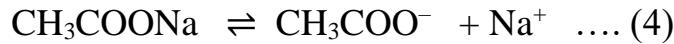
ولحساب الأس الهيدروجيني للمحاليل المنظمة نفرض ان لدينا محلول منظم يتكون من حامض الخليك وخرلات الصوديوم فأن الحامض يتأين جزئياً ويعبر عن ذلك بالصورة التالية:



$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H^+]}{[CH_3COOH]} \dots (2)$$

$$[H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \dots (3)$$

اما خلات الصوديوم فأنها سوف تتأين كما يلي:



من المعادلة (1) يتضح ان:

تركيز حامض الخليك غير المتأين = تركيز حامض الخليك - تركيز ايون الهيدروجين

تركيز ايون الخلات في المحلول = تركيز خلات الصوديوم + تركيز ايون الهيدروجين

وبالتعويض في معادلة (3) ينتج:

$$[H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH] - [H^+]}{[CH_3COO^-] + [H^+]} \dots (5)$$

بما ان تركيز H^+ صغير مقارنة بتركيز حامض الخليك وتركيز خلات الصوديوم لذا يحذف من الطرف الأيمن وتصبح المعادلة كالتالي:

$$[H^+] = K_a \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} \dots (6)$$

$$[H^+] = K_a \frac{[Acid]}{[Salt]} \dots (7)$$

وبضرب المعادلة $\times (-\log)$ ينتج:

$$-\text{Log} [\text{H}^+] = -\text{Log} K_a - \text{Log} \frac{[\text{Acid}]}{[\text{Salt}]} \quad \dots (8)$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \text{Log} \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Acid}]} \quad \dots (9)$$

وإذا تكون المحلول المنظم من قاعدة ضعيفة وأحد املاحها مثل NH_4OH و NH_4Cl وبتابع نفس الخطوات السابقة نحصل على المعادلة التالية:

$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \text{Log} \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Base}]} \quad \dots (10)$$

ويحسب pH من المعادلة التالية:

$$\text{pH} = \text{pK}_w - \text{pK}_b - \text{Log} \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Base}]}$$

مثال/ احسب الأس الهيدروجيني لمحلول منظم مكون من حامض البنزويك $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ 0.5M ومحلول بنزوات الصوديوم $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$ بتركيز 10 g/L علماً ان $\text{pK}_a = 4.1$ ؟

$$M_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}} = \frac{\text{wt}}{\text{M.wt}} \times \frac{1000}{V(\text{ml})}$$

$$M_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}} = \frac{10}{144} \times \frac{1000}{1000} = 0.007\text{M}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \text{Log} \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Acid}]}$$

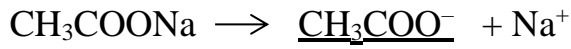
$$\text{pH} = 4.1 + \text{Log} \frac{0.007}{0.5} = 3.239$$

تأثير ظاهرة الأيون المشترك في المحاليل المنظمة:-

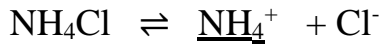
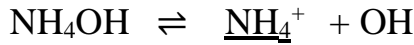
قاعدة لي – شاتليه: (إذا كانت مجموعة مواد في حالة توازن. فإن التغير الذي يحصل على أحد العوامل التي يعتمد عليها التوازن سيؤدي الى تغير في اتجاه التوازن بطريقة ما بحيث يسبب تقليل او ازالة هذا التغير والعودة الى التوازن).

الأيون المشترك: (هو الأيون الذي يطلقه الكتروليت قوي ليققل من تفكك الكتروليت ضعيف وهو يشبه أحد نوعي الايونات التي يطلقها الالكتروليت الضعيف).

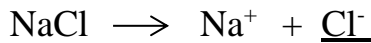
تأثير الأيون المشترك:

1- يقلل من حامضية الحامض الضعيف (فيزداد الـ pH) مثلاً حامض ضعيف وملحه:

عند اذابة ملح خلات الصوديوم في محلول حامض الخليك سيؤدي الى زيادة تركيز ايون الخلات المشترك فينحرف التوازن نحو اليسار (تزداد سرعة التفاعل الخلفي) حسب قاعدة لي – شاتليه فيزداد تركيز الحامض الأصلي (غير المتفكك) ويقل تركيز ايونات الهيدروجين فيزداد الـ pH (تقل الحامضية).

2- يقلل من قاعدية القاعدة الضعيفة (فيزداد الـ pOH) مثلاً قاعدة ضعيفة وملحها:

عند اذابة ملح كلوريد الأمونيوم في محلول الامونيا (هيدروكسيد الامونيوم) سيؤدي الى زيادة تركيز ايون الامونيوم المشترك فينحرف التوازن نحو اليسار (ترجيح التفاعل الخلفي) حسب قاعدة لي – شاتليه فيقل تركيز ايون الهيدروكسيد ويزداد الـ pOH ويقل الـ pH.

3- يزيد من ترسيب الأملاح شحيحة الذوبان بالماء فتقل قابلية ذوبانها:**ايون مشترك**

عند اذابة ملح كلوريد الصوديوم في محلول كلوريد الفضة سيؤدي الى زيادة تركيز ايون الكلوريد المشترك فينحرف التوازن نحو اليسار (التفاعل الخلفي وهو الترسيب) حسب قاعدة لي – شاتليه فيزداد الترسيب ويقل الذوبان.

س/ في ضوء قاعدة لي – شاتليه. فسر لماذا تقل درجة تفكك حامض HF عند اضافة NaF الى محلوله المائي بينما تزداد درجة تفككه عند اضافة الماء اليه؟

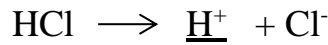
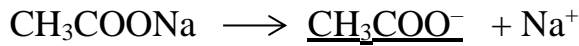
ج/ ان اضافة NaF سيزيد من تركيز ايون F⁻ المشترك مما يرجح التفاعل الخلفي حسب قاعدة لي – شاتليه فيقل التفكك وتقل درجة التفكك.



بينما عند اضافة الماء تتباعد الايونات فيقل عددها في وحدة الحجم (يقل تركيز النواتج) مما يرجح التفاعل الأمامي (أي يزداد التفكك) لازالة هذا التأثير والعودة للتوازن حسب قاعدة لي – شاتليه.

انواع المحاليل المنظمة -:Types of Buffer Solutions

1. حامض ضعيف وملحه:



أ- عند اضافة كمية قليلة من حامض قوي اليه:

سوف يزداد تركيز ايونات الهيدروجين فينحرف التفاعل نحو اليسار وتتحد ايونات الخلات مع ايونات الهيدروجين المضافة فيقل تركيزها حسب قاعدة لي – شاتليه وبذلك لايتغير تركيز [H⁺] كثيراً ويكون تغير الـ pH طفيفاً. وتكون قوانين الـ pH كما يلي:

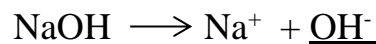
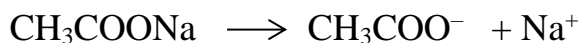
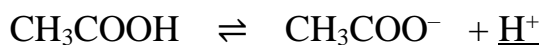
$$\text{pH} = \text{pKa} + \text{Log} \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Acid}]}$$

(الأولي)

$$\text{pH} = \text{pKa} + \text{Log} \frac{[\text{Salt}] - [\text{Acid added}]}{[\text{Acid}] + [\text{Acid added}]}$$

(الجديد)

ب- عند اضافة كمية قليلة من قاعدة قوية NaOH اليه:

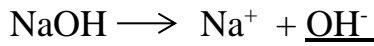
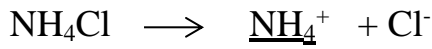
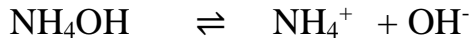


سوف يقل تركيز ايونات الـ $[H^+]$ وذلك لاتحادها مع ايونات الـ $[OH^-]$ لتكوين الماء فينحرف التفاعل نحو اليمين لتعويض النقص في تركيز ايونات الـ $[H^+]$ المستهلك حسب قاعدة لي – شاتليه وبذلك لا يتغير تركيز الـ $[H^+]$ كثيراً ويكون تغير الـ pH طفيفاً. وسيكون قانون الـ pH الجديد كما يلي:

$$(الجديد) \quad pH = pK_a + \text{Log} \frac{[\text{Salt}] + [\text{Base added}]}{[\text{Acid}] - [\text{Base added}]}$$

2. قاعدة ضعيفة وملحها:

أ- عند اضافة كمية قليلة من قاعدة قوية NaOH اليه:

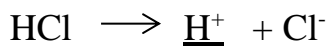


سوف يزداد تركيز ايونات الـ $[OH^-]$ فينحرف التفاعل نحو اليسار وتتحد ايونات الامونيوم مع ايونات الـ $[OH^-]$ المضافة فيقل تركيزها حسب قاعدة لي – شاتليه وبذلك لا يتغير تركيز ايونات الـ $[OH^-]$ كثيراً ويكون تغير الـ pOH وبالتالي الـ pH طفيفاً.

$$(الاولي) \quad pOH = pK_b + \text{Log} \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Base}]}$$

$$(الجديد) \quad pOH = pK_b + \text{Log} \frac{[\text{Salt}] - [\text{Base added}]}{[\text{Base}] + [\text{Base added}]}$$

ب- عند اضافة كمية قليلة من حامض قوي اليه:



سوف يقل تركيز ايونات الـ $[OH^-]$ وذلك لاتحادها مع ايونات الـ $[H^+]$ لتكوين الماء فينحرف التفاعل نحو اليمين لتعويض النقص في تركيز ايونات الـ $[OH^-]$ المستهلك حسب قاعدة لي – شاتليه وبذلك لا يتغير تركيز $[OH^-]$ كثيراً ويكون تغير الـ pOH وبالتالي الـ pH طفيفاً.

$$(الجديد) \quad pOH = pK_b + \text{Log} \frac{[\text{Salt}] + [\text{Acid added}]}{[\text{Base}] - [\text{Acid added}]}$$

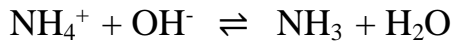
مثال/ احسب تغير pH الذي يحصل نتيجة اضافة 100 ml من 0.5 M HCl و 0.5 M NaOH الى 400 ml من المحلول المنظم المكون من (NH₄Cl 0.3 M و NH₄OH 0.2 M) علماً ان $K_b = 1.7 \times 10^{-5}$ ؟

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \text{Log} \frac{[\text{Salt}]}{[\text{Base}]}$$

$$\text{pOH} = -\text{Log} 1.76 \times 10^{-5} + \text{Log} \frac{0.3}{0.2} = 4.754 + 0.176 = 4.930$$

$$\text{pH}_1 = 14 - 4.930 = 9.069$$

أ- عند اضافة 100 ml 0.5 M NaOH ؟



فانه يتحول جزء من الملح الى قاعدة وبنفس الكمية اي ان هنالك زيادة في تركيز القاعدة ونقصان في تركيز الملح بنفس النسبة.

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \text{Log} \frac{[\text{Salt}] - [\text{Base added}]}{[\text{Base}] + [\text{Base added}]}$$

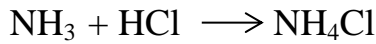
$$\text{pOH} = -\text{Log} 1.76 \times 10^{-5} + \text{Log} \frac{0.3 \times 400 - 0.5 \times 100}{0.2 \times 400 + 0.5 \times 100}$$

$$\text{pOH} = 4.769 + \log 0.538 = 4.769 - 0.268 = 4.501$$

$$\text{pH} = 14 - 4.501 = 9.499$$

$$\Delta \text{pH} = \text{pH}_2 - \text{pH}_1 \dots \Delta \text{pH} = 9.499 - 9.069 = 0.429 \Delta$$

ب- اضافة 100 ml 0.5 M HCl ؟



سوف يزداد تركيز الملح ويقل تركيز القاعدة بنفس تركيز الحامض المضاف:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \text{Log} \frac{[\text{Salt}] + [\text{Acid added}]}{[\text{Base}] - [\text{Acid added}]}$$

$$\text{pOH} = -\text{Log} 1.76 \times 10^{-5} + \text{Log} \frac{0.3 \times 400 + 0.5 \times 100}{0.2 \times 400 - 0.5 \times 100}$$

$$\text{pOH} = 4.769 + 0.753 = 5.522$$

$$\text{pH} = 14 - 5.522 = 8.478$$

$$\Delta \text{pH} = 8.478 - 9.069 = -0.591 \Delta$$

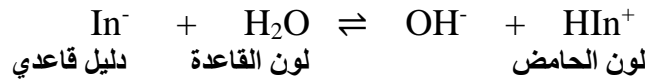
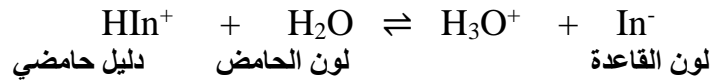
الدلائل Indicators :-

هي مواد عضوية يتغير لونها في المحيط الحامضي عن لونها في المحيط القاعدي او المتعادل مثل الفينولفثالين, المثيل الاحمر... الخ.

الدلائل المستعملة في تسحيحات التعادل (الحامض- القاعدة) Acid-Base Indicators :-

هي مركبات عضوية تتصرف كحوامض او قواعد ضعيفة. يتغير لونها او تحدث تعكيراً او تعطي وميضاً عند pH معينة بعد اضافة حامض او قاعدة كما تستعمل في تعيين نقطة التكافؤ او نقطة التعادل او نقطة النهاية اثناء تسحيح محلول قاعدي مع محلول قياسي حامضي والعكس.

تصحب تفاعلات تفكك الدلائل او تفاعلات اتحاد الدلائل تغيرات في تركيبها الداخلي مما يسبب التغيرات في اللون.

**تسحيح حامض قوي مع قاعدة قوية:-****Titration of Strong Acid with Strong Base:-**

تتأين المادتان المسححة والمحللة تأيناً تاماً في حالة تسحيح حامض قوي مع قاعدة قوية.

على سبيل المثال تسحيح 50 مل من 0.05 مولاري HCl مع 0.1 مولاري NaOH

- قبل اضافة القاعدة، المحلول يتكون من 0.05 مولاري HCl لذلك:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (0.05) = 1.3$$

- بعد اضافة 10 مل من القاعدة NaOH تركيز H_3O^+ يقل نتيجة التفاعل مع القاعدة NaOH والتخفيف, لذلك:

$$[\text{HCl}] = \frac{\text{عدد مولات الحامض HCl المتبقية بعد اضافة القاعدة}}{\text{حجم المحلول الكلي}}$$

$$= \frac{\text{عدد مولات HCl الاصلية} - \text{عدد مولات NaOH المضافة}}{\text{حجم المحلول الكلي}}$$

$$= \frac{(0.1 \times 10) - (0.05 \times 50)}{(10 + 50)}$$

$$2.5 \times 10^{-2} \text{ M} = \frac{(1 - 2.5) \text{ mmole}}{60 \text{ ml}}$$

- بعد اضافة 25 مل من NaOH (نقطة التكافؤ):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 * 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (1 \times 10^{-7} \text{ M}) = 7$$

pH = 7 محلول متعادل

- بعد اضافة 25.1 مل من القاعدة:

المحلول الان يحتوي على زيادة من NaOH لذلك يكون تركيز NaOH كالتالي:

$$[\text{NaOH}] = \frac{\text{عدد مولات NaOH المضافة} - \text{عدد مولات HCl الاصلية}}{\text{حجم المحلول الكلي}}$$

$$1.33 \times 10^{-4} \text{ M} = \frac{(0.05 \times 50) - (0.1 \times 25.1)}{75.1} =$$

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{NaOH}} = 1.33 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log (1.33 \times 10^{-4}) = 3.88$$

$$\text{pH} = 14 - 3.88 = 10.12$$

يمكن حساب تراكيز Na^+ و Cl^- بواسطة:

$$\frac{C_{\text{NaOH}} \times V_{\text{NaOH}}}{V_{\text{NaOH}} + V_{\text{HCl}}} = [\text{Na}^+]$$

$$\frac{C_{\text{HCl}} \times V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}} + V_{\text{HCl}}} = [\text{Cl}^-]$$

عند نقطة التكافؤ $[\text{Cl}^-] = [\text{Na}^+]$

مثال // احسب الـ pH خلال معايرة 50 ml من 0.05 M NaOH مع 0.1 M HCl بعد اضافة الحجم التالية من الحامض: (a) 24.5 ml (b) 25 ml (c) 25.5 ml

الحل/

(a) عند اضافة 24.5 ml (H_3O^+) يكون صغير جداً

$$[NaOH] = \frac{\text{عدد مولات NaOH الاصلية} - \text{عدد مولات HCl المضافة}}{\text{حجم المحلول الكلي}}$$

$$6.71 \times 10^{-4} M = \frac{(0.1 \times 24.5) - (0.05 \times 50)}{24.5 + 50} =$$

$$[H_3O^+] = K_w / [OH^-]$$

$$= 1 \times 10^{-14} / 6.71 \times 10^{-4} = 1.49 \times 10^{-11} M$$

$$pH = -\log (1.49 \times 10^{-11}) = 10.88$$

(b) This is eq. point $[H_3O^+] = [OH^-]$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1 \times 10^{-14}} = 1 \times 10^{-7} M \quad pH = 7$$

(c) At 25.5 ml

$$6.62 \times 10^{-4} M = \frac{(0.05 \times 50) - (0.1 \times 25.5)}{75.5} = C_{HCl} = [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (6.62 \times 10^{-4}) = 3.18$$

تسحيح حامض ضعيف مع قاعدة قوية:-

Titration of Strong Acid with Strong Base:-

مثل كل التسحيحات تعتمد على التفاعل الكيميائي بين المادة المسححة والمادة المحللة على سبيل المثال:
عند تسحيح 50 مل من 0.1 مولاري حامض الخليك مع 0.1 مولاري هيدروكسيد الصوديوم. نبدأ بحساب حجم القاعدة اللازم للوصول الى نقطة التكافؤ.

$$\text{عدد مولات NaOH} = \text{عدد مولات } CH_3COOH$$

$$M_b \cdot V_b = M_a \cdot V_a$$

$$V_b = \frac{M_a \cdot V_a}{M_b} = \frac{50 \text{ ml} \times 0.1 M}{0.1 M} = 50 \text{ ml}$$

- قبل اضافة اي قاعدة (0 ml) نحسب pH المحلول كالتالي:

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-][H_3O^+]}{[CH_3COOH]}$$

$$1.75 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.1 - X} \quad \longrightarrow \quad X = 4.18 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (4.18 \times 10^{-3}) = 2.37$$

- عند اضافة القاعدة NaOH المحلول هنا يتكون من حامض ضعيف [HA] وقاعدته القرينة [A⁻], قيمة pH تحسب من القانون التالي:

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

- قبل نقطة التكافؤ: تركيز حامض الخليك غير المتفاعل هو :-

$$\frac{\text{عدد مولات الحامض الاصيلي}}{\text{حجم المحلول الكلي}} = [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

$$\frac{(M_b V_b) - (M_a V_a)}{(V_b + V_a)} =$$

وتركيز الخلات هو:-

$$\frac{\text{عدد مولات القاعدة المضافة}}{\text{حجم المحلول الكلي}} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\frac{(M_b V_b)}{(V_b + V_a)} =$$

- بعد اضافة 10 مل من NaOH تركيز الحامض هو:-

$$[\text{HA}] = 0.0667 \text{ M} = \frac{(0.1 \times 10) - (0.1 \times 50)}{(10 + 50)} = [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

وتركيز الخلات هو:-

$$[\text{A}^-] = 0.0167 \text{ M} = \frac{(0.1 \times 10)}{60} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$= 4.76 + \log 0.0167 / 0.0667 = 4.16$$

H.W

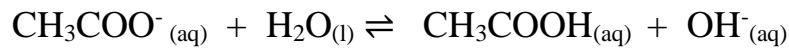
س/ احسب pH بعد اضافة 23 مل من القاعدة NaOH ؟

- عند نقطة التكافؤ (عند اضافة 50 مل من NaOH):-

$$0.05 \text{ M} = \frac{(0.1 \times 50)}{100} = \frac{\text{مولات } (\text{CH}_3\text{COOH})}{V_T} = [\text{CH}_3\text{COO}^-]$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w K_a}{C}}$$

$$\text{PH} = \frac{1}{2} \text{PK}_w + \frac{1}{2} \text{PK}_a + \frac{1}{2} \text{Log C}$$



$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$5.71 \times 10^{-6} = \frac{X^2}{0.05 - x} \quad \longrightarrow \quad X = [\text{OH}^-] = 5.34 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log (5.34 \times 10^{-6}) = 8.73$$

$$\text{pH} = 14 - 8.73 = 5.27$$

بعد نقطة التكافؤ:-

عند اضافة 60 مل من NaOH :

$$[\text{OH}^-] = \frac{\text{عدد مولات القاعدة المضافة} - \text{عدد مولات الحامض الاصلية}}{V_T}$$

H W

أكمل الجواب pH = ???

$$0.009 \text{ M} = \frac{(0.1 \times 50) - (0.1 \times 60)}{110} =$$