

الفصل الأول

Chapter One

الرقم الهيدروجيني والمحاليل المنظمة والقوة الايونية للمحاليل

(pH), Buffer Solutions and Ionic Strength

المقدمة

يستحسن مراجعة القوانين الآتية لأهميتها في موضوع الرقم الهيدروجيني (ph) والمحاليل المنظمة والقوة الأيونية للمحاليل.

١- عدد مولات المادة يحسب كالآتي:-

$$A = \frac{W}{MW} \quad (1-1)$$

حيث إن **A** هو عدد مولات المادة **Number of Moles**.

وإن **W** هو وزن المادة بالغمات.

وإن **MW** هو الوزن الجزيئي للمادة بالغمات.

٢- مولارية المحلول تحسب كالآتي:-

$$M = \frac{A}{V} \quad (2-1)$$

حيث أن **M** هي مولارية المحلول (**Molarity**) بوحدة **mole/ liter**.

وإن **A** هو عدد مولات المادة.

وإن **V** هو الحجم الكلي للمحلول باللتر.

A ولجمع القانونين يحدث الآتي:-

$$M = \frac{W}{MWV} \quad (3-1)$$

٣- الوزن المكافئ للمادة يحسب كالآتي:-

$$EM = \frac{MW}{R} \quad (4-1)$$

حيث إن **EW** هو الوزن المكافئ للمادة **Equivalent Weight** بالغمات.

وإن **MW** هو الوزن الجزيئي للمادة بالغمات.

وإن **R** هو عدد أيونات الهيدروجين أو الأيونات البيدروكسيل القابلة للإحلال.

٤- معيارية المحلول تحسب كالآتي:-

$$N = \frac{N_e}{V} \quad \dots (5-1)$$

حيث إن N هي عيارية المحلول **Normality** . **Normality/ liter**

وإن V هو الحجم الكلي للمحلول باللتر.

وإن N_e هو عدد الأوزان المكافئة للمذاب أو المادة.

كما اشتقت عدة قوانين منها للقانون الآتي:-

B- أما عدد الأوزان المكافئة N_e فيحسب كالآتي:-

$$N_e = \frac{W}{EW} \quad \dots (6-1)$$

حيث أن N_e هو عدد الأوزان المتكافئة للمادة أو المذاب.

وإن W هو وزن المذاب بالغمم

وإن EW هو الوزن المتكافئ للمذاب بالغمم

كما اشتقت عدة قوانين منها

$$N = M \times R \quad \dots (7-1)$$

حيث أن N هي عيارية المحلول **Normality/ liter**

وإن M هي مولارية المحلول **Mole/ liter**

وإن R هو عدد أيونات الهيدروجين أو الهيدروكسيل القابلة للإحلال وبالاستعاضة

عن M في القانون (٧-١) يحدث الآتي:-

$$N = \frac{WR}{MWV} \quad \dots (8-1)$$

كما اشتق القانون الآتي:-

$$W_s = V \times D \quad \dots (9-1)$$

حيث إن W_s وزن المحلول أو الجسم الصلب بالغممات في المحلول المركز

(%١٠٠).

وإن V هو حجم المحلول بالسـم^٣.

وإن D هي كثافة المحلول (غم/ سم^٣).

إما وزن المادة النقية في المحلول المخفف فيحسب كالآتي:-

$$W_p = V \times D \times \% \quad \dots\dots (١٠-١)$$

حيث إن W_p هو وزن المادة النقية بالمحلول المخفف بالغمات.

وإن V هو حجم المحلول بالسـم^٣.

وإن D هي كثافة المحلول غم/ سم^٣.

وإن % هي النسبة المئوية لوجود المادة.

C- وعند إجراء التخفيفات أو إجراء المعايرات يراعى الآتي:-

$$M_1 V_1 = M_2 V_2 \quad \dots\dots (١١-١)$$

حيث أن M_1 هو تركيز المحلول الأول بالمولارية أو بالنسبة المئوية أو غيرها وأن V_1 هو حجم المحلول الأول بالسـم^٣ أو اللتر. وأن V_2 هو حجم المحلول الثاني بالسـم^٣ أو اللتر.

وفي تخفيف المحاليل أو عند تحضير المحاليل من الأجسام الصلبة يراعى ما يأتي: إن عدد مولات المادة في أحد الأشكال يساوي عدد مولات المادة نفسها بشكل آخر وبعبارة أخرى:

$$\text{Volume} \times M_a = \text{Volume} \times M_b \quad \dots\dots (١٢-١)$$

$(\text{liters})^a \quad (\text{liters})^b$

لو أن

$$\text{Volume} \times M = \frac{\text{weight(g)}}{\text{MW}} \quad \dots\dots (١٣-١)$$

(Liters)

وعند تعادل الحوامض مع القواعد أو بالعكس يكون:-

$$\text{Number of Equivalents of} = \text{Number of Equivalent of} \quad \dots (١٤-١)$$

H^+ OH^-

لو أن

$$\text{Volume} \times N_{H^+} = \text{Volume} \times N_{OH^-} \quad \dots (15-1)$$

(Liters) (Liters)

لو أن

$$\text{Volume} \times N_{H^+} = \frac{\text{Weight of solid Base (g)}}{EW} \quad \dots (16-1)$$

(Liters)

لو أن

$$\text{Volume} \times N_{OH^-} = \frac{\text{Weight of solid Acid (g)}}{EW} = \quad \dots (17-1)$$

(Liters)

الحوامض والقواعد

ومما يجدر ذكره أن الحامض هو أية مادة تهب البروتونات.

(أيونات الهيدروجين) والقاعدة هي أية مادة تتسلم أيونات الهيدروجين.

أي أن:



كما قد يوجد تعريف آخر للقاعدة وهي المادة التي تعطي أيونات الهيدروكسيل

عند تحللها كالاتي:-



هذا ويمكن عد الماء عند تأينه حامضاً لأنه يهب أيون الهيدروجين كما يمكن عدّه قاعدة

لأنه يكتسب أيون الهيدروجين كالاتي:-



وينكر أن تأين الماء يعتمد على عاملين هما ثابت التحلل

(kd) Dissociation Constant

ومعامل ثابت الماء (Kw). وحسب المعادلة

(17-1) عندما يتأين مولا واحد من الماء يتكون مول واحد من أيون الهيدروكسيل وبتطبيق قانون فعل الكتلة يحدث الآتي:

$$K_d = \frac{(\text{H}^+)(\text{OH}^-)}{(\text{H}_2\text{O})} \quad \dots (22-1)$$

هذا وقد وجد في الماء النقي أن تركيز أيون الهيدروجين يعادل (10^{-7} M) ولذا يكون تركيز أيون الهيدروكسيل يعادل (10^{-7} M) أيضا.

أما تركيز الماء فيحسب من المعادلة المرقمة (2-1) وهي: $M = \frac{A}{V}$

وبالنسبة لعدد مولات الماء (A) فيحسب من المعادلة (1-1) وهي: $A = \frac{W}{MW}$ وبما أن

الليتر الواحد من الماء يزن 1000غم وإن الوزن الجزيئي للماء يعادل 18غم لذا يكون

$$\text{عدد المولات} = \frac{1000}{18} = 55.6 \text{ مول.}$$

أما تركيز الماء (M) فيكون كالاتي:

$$M = \frac{55.6}{1} = 55.6 \text{ M S}$$

وبالتعويض في المعادلة (22-1) يحدث الآتي:

$$K_d = \frac{(10^{-7})(10^{-7})}{(55.6)} = 1.8 \times 10^{-16}$$

أما المعامل الثابت للماء (K_w) فهو يجمع كل من ثابت التحلل (K_d) وكذلك تركيز الماء (H_2O) كالتالي:

$$K_w = K_d \times (H_2O) \quad (23-1)$$

وبالتعويض يكون:

$$K_w = (1.8 \times 10^{-6}) (55.6)$$

$$K_w = 1 \times 10^{-14}$$

وبتعويض المعادلة (22-1) في المعادلة (23-1) يكون:

$$K_w = \frac{(H^+)(OH^-)}{(H_2O)} \times (H_2O)$$

لذا يكون:

$$K_w = (H^+) (OH^-) \quad (24-1)$$

$$K_w = (10^{-7}) (10^{-7}) = 10^{-14} \quad \text{وبالتعويض الكمية يكون:}$$

$$(H^+) (OH^-) = 10^{-14} \quad (25-1)$$

تركيز المحاليل Concentration of Solutions

من المعلوم أن الوزن الجزيئي الغرامي لأية مادة هو وزن المادة بالغمات ومساوي عددياً لوزن المادة بالوحدات الذرية فمثلاً أن وزن سكر الكلوز من مجموع الأوزان الذرية لمكوناته هو ١٨٠ فيكون الوزن الجزيئي الغرامي هو ١٨٠ غرام.

كما أن الوزن الجزيئي لأية مادة يحتوي على 6.02×10^{23} جزيئه وهذا العدد يسمى بعدد أفوكادرو. هذا ويمكن التعبير عن تركيز المحاليل بإحدى الطرق التالية:

١- محلول المولر Molar Solution

عند إذابة وزن جزيئي غرامي لمادة قابلة للذوبان بالماء في ماء كافي بحيث يكون الحجم النهائي لتر واحد يسمى المحلول الناتج بالمحلول المولر ويرمز له (M) وبعبارة أخرى أن محلول Molar Solution يحتوي على عدد أفوكادرو من الجزيئات

(molecules) للمذاب بينما عدد جزيئات المذيب يكون مختلفا.

٢- محلول المولار Molar Solution

وهو المحلول الناتج من إذابة وزن جزيئي غرامي للمادة المذابة في ١٠٠٠ غرام أو (لتر واحد) من الماء وبمعنى آخر أن عدد جزيئات المذاب أو المذيب هي ثابتة تقريبا وقد يكون للحجم النهائي للمحلول الناتج أكثر أو أقل من اللتر الواحد.

٣- جزء بالمليون (PPm) Part Per million

إذا أذينا ١مغم من NaCl في لتر ماء يكون تركيز المحلول 1ppm.

٤- محاليل النسبة المئوية Percent Solution وهي أنواع:

أ- النسبة المئوية الوزنية (w/w)

إذا أضيف ١٠غم من ملح الطعام إلى ٩٠غم ماء يتكون لدينا محلول بنسبة ١٠% من ملح الطعام.

ب- النسبة الحجمية (V/V)

إذا أضيف ٩٠سم^٣ من الكحول المطلق إلى ١٠سم^٣ من الماء المقطر يتكون لدينا محلول بنسبة ٩٠% من الكحول.

ج- النسبة الوزنية الحجمية (W/V)

إذا أضيف ١٠غم من ملح الطعام إلى ٩٠سم^٣ ماء مقطر يتكون لدينا محلول بنسبة ١٠% من ملح الطعام.

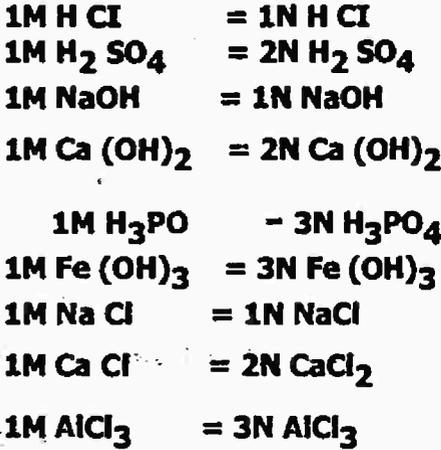
٥- المحلول المعياري (Normal Solution)

عند إذابة وزن مكافئ غرامي لأي مادة في لتر واحد يتكون ما يسمى بالمحلول المعياري (1N) وعند إذابة وزن مكافئين في لتر واحد يتكون عندنا (2N) كما إن الوزن المكافئ

يحسب من المعادلة الآتية:

$$(٢٦-١) \dots \dots \dots \text{الوزن المكافئ} = \frac{\text{الوزن الذري}}{\text{التكافؤ}}$$

ومن المعلوم أن المكافئ للعنصر أو للمادة هو وزنها بالغرامات التي تتحد مع ١,٠٠٨ غم هيدروجين أو ما يعادلها وبعبارة أخرى أن الوزن المكافئ للحامض أو القاعدة هو الوزن الذي يحرر أو يعادل مول واحد من أيونات الهيدروجين فمثلاً:



-D

مثال (١-١) ما هو تركيز الـ Molar والـ Molar لمحلول ١٠% كالكوز؟

$$\begin{aligned}
 \text{الحل ١-} \quad 10\% \text{ كالكوز} &= \frac{10}{100} = 0.1 \\
 &= \frac{10}{1000} \text{ أو } 100 \text{ غم/التر.}
 \end{aligned}$$

٢- الوزن الجزيئي MW للكوكوز = ١٨٠ غم.

$$\begin{aligned}
 3- \quad \therefore \text{تركيز الـ Molar يساوي} \\
 M = \frac{W}{MWV} = \frac{100}{180 \times 1} = 0.56M
 \end{aligned}$$

أما تركيز الـ Molar ١٠% كالكوز = $\frac{100}{1000} = \frac{100}{1000+100} = \frac{100}{1100}$ = ١.١ لتر

$$\therefore \text{molar} = \frac{W}{MWV} = \frac{100}{180 \times 101} = 0.505 \text{ molar}$$

ويذكر أنه عند تفاعل الحامض مع القاعدة وحصول التعادل يكون:
 (٢٧-١) حجم الحامض × معيارته = حجم القاعدة × عبارتها.

مثال (٢-١). تعادلت 100 سم^٣ من NaOH (0.1 N) مع 50 سم^٣ من H₂SO₄. احسب

أ- عيارية الحامض (N).

ب- مولارية الحامض (M).

الحل: باتباع المعادلة (٢٧-١).

$$50 \times N = 100 \times 0.1$$

$$N_{H_2SO_4} = \frac{100 \times 0.1}{50} = 0.2 N$$

$$M_{H_2SO_4} = \frac{0.2}{2} = 0.1 M$$

E- الكسر المولي molar Fraction لأن الكسر المولي يعادل الآتي:

$$N_w = \frac{n_w}{n_w + n_s} \quad \dots (٢٨-١)$$

$$N_s = \frac{n_s}{n_w + n_s} \quad \dots (٢٩-١)$$

حيث أن N_w هو الكسر المولي للمذيب أو الماء وهو عدد مجرد وأن N_s هو

الكسر المولي للمذاب (عدد مجرد) وأن n_w هو عدد مولات المذيب.

وأن n_s هو عدد مولات المذاب.

مثال (٣-١) أذيب 0.1M في الكلكوز في لتر ماء مقطر. أحسب الكسر المولي للمذيب

والمذاب.

الحل نحسب عدد مولات المذاب (الماء) كالآتي:--

$$N_w = \frac{W \text{ of } l \text{ of } H_2O}{\mu \text{ of } H_2O} = \frac{1000}{18} = 55.6 \text{ mole}$$

$$N_w = \frac{55.6}{55.6 + 0.1} = \frac{55.6}{55.7}$$

$$N_s = \frac{0.1}{55.6+0.1} = \frac{0.1}{55.7}$$

٢- نحسب عدد مولات المذاب $0.1 \text{ m} = 0.1 \text{ mole / l}$ بتطبيق لقانون (٢٨-١) والقانون (٢٩-١) كما أن مجموع الكسر المولي للمذيب والمذاب يساوي واحد كالتالي:-

$$N_w + N_s = 10 \quad \dots (٣٠-١)$$

F- مثال (٣٠-١): تحضير محلول Ca(OH)_2 بتركيز 0.25 N وحجم 100 سم^3 .

الحل: $\text{Ca(OH)}_2 \text{ Valence} = 2 \text{ mEq/L Valence} = 0.25 \times 2 = 0.5 \text{ mEq/L}$

١- الوزن الجزيئي لـ Ca(OH)_2 يساوي $40 + 2 \times 17 = 74$

$$N = \frac{WR}{MWV}$$

$$0.25 = \frac{W \times 2}{74 \times \frac{100}{1000}}$$

$$0.25 = \frac{W \times 2 \times 10}{74}$$

$$\therefore W = \frac{0.25 \times 74}{2 \times 10} = \frac{18.5}{20} = 0.925 \text{ غم}$$

تذاب في 100 سم^3 ماء مقطر.

مثال (٤-١)

ما هي مولارية المحلول المتكون من إذابة 5 غم من $\text{Ca(NO}_3)_2$ في 100 سم^3 من الماء. ما هي مكافئات الكالسيوم والنترات في المحلول. أفرض أن 10 سم^3 من المحلول قد خفف إلى لتر فما هي عيارية المحلول. وما عدد الـ PPM بالنسبة للكالسيوم.

الحل:

١- الوزن الجزيئي لنترات الكالسيوم $40 + 28 + 96 = 164 \text{ g/ mole}$

$$\frac{5 \times 10}{164} = 0.3 \text{ M}$$

٢- مولارية المحلول

٣- عدد مكافئات الكالسيوم والنترات $0.3 \therefore 2 = 0.6 \text{ equivalent}$

٤- مولارية المحلول بعد التخفيف $10 \times 0.3 = 1000 \times M$

$$M = \frac{10 \times 0.3}{1000} = 0.003M$$

ب- عدد الـ PPM للكالسيوم

$$0.3 M = 0.3 \text{ mole/liter} = 0.3 \text{m mole/ml}$$

$$0.3 \times 10 = 3 \text{m mole/ 10ml} = 3 \text{m mole/ 1000}$$

$$\text{Ca } 40 \text{ mg/ m mole}$$

$$40 \times 3 = 120 \text{ mg/ 1000}$$

$$1 \text{ PPM} = 1 \text{ mg/ liter}$$

$$120 \times 1 = 120 \text{ PPM}$$

G- مثال (١-٥): حضر المحلول المتكون في المواد الآتية:

أ- ٢% NaCl

ب- ١% Sucrose

ج- ١,٥% KOH

د- ٢,٥% NaH₂PO₄

الحصل:

١- توزن المواد الآتية:-

أ- ٢غم NaCl

ب- ١غم Sucrose

ج- ١,٥غم KOH

د- ٢,٥غم NaH₂PO₄

٢- توضع جميع هذه المواد بالترتيب في قنينة حجمية سعته سم ١٠٠ سم^٣ وتذوب هذه

المواد بالماء المقطر ويكمل الحجم إلى ١٠٠ سم^٣.

مثال (٦-١) حضر ١٠٠ سم^٣ في محلول NaOH بتركيز 0.25M.

الحل:

١- الوزن للجزيئي لـ NaOH يساوي

$$23 + 17 = 40$$

٢- حجم المحلول باللتر 0.1L $\frac{100}{1000}$

$$M = \frac{W}{MWV} \therefore W = 0.25 \times 40 \times 0.1$$

$$W = 1g$$

$$0.25 = \frac{W}{40 \times 0.1}$$

تذوب في ١٠٠ سم^٣ ماء مقطر

الرقم الهيدروجيني (pH)

أن الـ pH أو Potential of Hydrogen يعبر عن مدى حامضية المحلول أو قاعدية. أي يعبر عن تركيز أيونات الهيدروجين وهو يساوي اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروجين. أي أن:

$$pH = -\log (H^+) \quad (٣١-١)$$

أما الـ pOH في عادل اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدروكسول. أي أن:

$$pOH = -\log (OH^-)$$

$$(٣٢-١)$$

وعندما يؤخذ اللوغاريتم لطرفي المعادلة (٣٢-١) يحصل ما يأتي

$$-\log (H^+) + \log (OH^-) = -\log 10^{-14}$$

وعند أخذ اللوغاريتم السالب يحدث ما يأتي:

$$-\log (H^+) - \log (OH^-) = -\log 10^{-14}$$

أو أن

$$- \text{Log} (\text{H}^+) - \text{Log} (\text{OH}^-) = 14$$

ومن المعادلتين (٣١-١) و(٣٢-١) المتعلقتين بالـ pH والـ pOH حدث ما يأتي:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (٣٣-١)$$

وكما نذكر أن تركيز أيونات الهيدروجين في لتر واحد من الماء المقطر يعادل 10^{-7}

^{7M})

لذا يكون الـ pH للماء المقطر كالآتي:

$$\text{pH} = - \text{Log} (\text{H}^+)$$

$$\text{pH} = - \text{Log} (10^{-7})$$

$$\text{pH} = - (-7)$$

$$\text{pH} = +7$$

ومما يذكر أن المحلول ذا الـ pH المعادل 6 يكون تركيز أيون الهيدروجين فيه

عشرة مرات أكثر من المحلول ذي الـ pH المعادلة 7.

- H

مثال (٧-١): ما هو الـ pH للمحلول الذي تركيز أيون (OH^-) فيه يعادل 4×10^{-4}

الحل:

$$\text{POH} = - \text{Log} (\text{OH}^-)$$

$$= - \text{Log} (4 \times 10^{-4})$$

$$= - \text{Log} 4 - \text{Log} 10^{-4}$$

$$= - \text{Log} 4 + 4$$

$$= 3.4$$

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

$$\text{pH} = 14 - \text{POH}$$

$$pH = 14 - 3.4 = 10.6$$

المحاليل المنظمة Buffer Solutions

أن مع معظم التفاعلات الفسيولوجية الجارية في الأنسجة النباتية تحدث في أوساط أو بيئات تتصف بأنها تشبه المحاليل المنظمة (Buffers) لذلك يجب دراسة خواص محاليل المنظمة Buffers وكيفية تحضيرها.

أن المحلول المنظم أو الواقي (Buffer Solution) هو المحلول الذي يقاوم التغير في الرقم الهيدروجين pH لحد ما عند إضافة حامض أو قاعدة بتركيز واطئ، ومن المحاليل المنظمة (Buffer) المعروفة هي

1- Acetate Buffer.

2- Phosphate Buffer.

3- Citrate Buffer.

4- Tris- Buffer (Tris- Hydroxymethyl Amino Methane).

ولنفرض أننا أضفنا كمية قليلة من هيدروكسيد الصوديوم إلى محلول الخللات (Acetate) المنظم المكون من حامض الخليك وخللات الصوديوم لذا فإن أيونات الهيدروكسيل الناتجة من تأين NaOH سوف تتفاعل مع أيونات الهيدروجين الناتجة من تحنيل حامض الخليك.

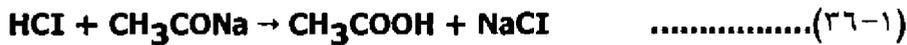


أو بالحالة الأيونية كالآتي:



ولهذا لا يتغير الـ pH للمحتوى المنظم في أول الأمر وكذلك عند إضافة كمية أخرى من الـ NaOH فإن كمية معادلة لها من حامض الخليك تتحلل وتعادل القاعدة ويستمر الحال حتى يتأين كل حامض الخليك، وعندئذ فإن أية إضافة من NaOH تسبب ارتفاعاً ملحوظاً في الـ pH لعدم وجود ما يعادلها.

أيلان لنفرض ان كمية قليلة من حامض الهيدروكلريك **HCl** قد أضيفت إلى محلول الخللات (**Acetate**) المنظم بدلاً من هيدروكسيد الصوديوم (**NaOH**) فإن أيونات الهيدروجين الناتجة من تحلل **HCl** سوف تتحد مع أيونات الخللات لتكون حامض الخليك القليل التأيين.



أو بالحالة الأيونية.



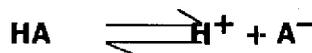
ولهذا لا يتغير الـ **pH** للمحلول المنظم في أول الأمر وكذلك عند إضافة كمية أخرى من **HCl** للمحلول المنظم فإن كمية أخرى من أيونات الخللات تتحول إلى حامض الخليك ويستمر الحال حتى تستنفذ كل الخللات وتتحول إلى حامض الخليك وبعد ذلك فإن أية إضافة من **HCl** تسبب هبوطاً ملحوظاً في الـ **pH**.

تأثير التخفيف في الـ **pH** لمحلول **Buffer**

بصورة عامة لا يؤثر التخفيف على قيمة الـ **pH** لمحلول **Buffer** ضمن الحدود المقبول.

الأسس المتبعة في تحضير المحلول المنظم (**Buffer**)

لنفرض عندنا حامض ضعيف التأيين (**HA**) ويتأين حسب المعادلة المرقمة (١٥-١) كالآتي:



وعند تطبيق قانون فعل الكتلة يتكون ما يأتي:

$$K_a = \frac{(\text{H}^+)(\text{A}^-)}{(\text{HA})} \quad \dots (٣٨-١)$$

حيث أن **K_a** هو ثابت **Dissociation Constant**.

وأن (**HA**) هو تركيز مادة التفاعل بوحدة **Mole/ Liter**.

وأن (A^-) و (H^+) هي تركيز المواد الناتجة من التفاعل بوحدة **Mole/ liter** و بإعادة ترتيب المعادلة (٣٨-١) يتكون ما يأتي:

$$(H^+) = \frac{(K_a)(HA)}{(A^-)} \dots\dots\dots (٣٩-١)$$

ويمكن إجراء تحويل آخر على المعادلة المرممة (٣٩-١) كالآتي:

$$(H^+) = (K_a) \frac{(HA)}{(A^-)} \dots\dots\dots (٤٠-١)$$

وعندما يؤخذ اللوغاريتم السالب لطرفي المعادلة (٤٠-١) يتكون الآتي:

$$\text{Log}(H^+) = \text{Log} K_a + \text{Log} \frac{(HA)}{(A^-)} \dots\dots\dots (٤١-١)$$

وعند أخذ اللوغاريتم السالب لطرفي المعادلة (٤١-١) يتكون ما يأتي:

$$\text{Log}(H^+) = -\text{Log} K_a - \text{Log} \frac{(HA)}{(A^-)} \dots\dots\dots (٤٢-١)$$

ومن تعريف الـ **pH** بأنه يعادل اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروجين

(معادلة ٣١-١) وبالتعويض نحصل على ما يأتي:

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \text{Log} \frac{(HA)}{(A^-)} \dots\dots\dots (٤٣-١)$$

وعندما يقلب الحد $-\text{Log} \frac{(HA)}{(A^-)}$ يتكون لدينا الحد

$+\text{Log} \frac{(A^-)}{(HA)}$ ولهذا تصبح المعادلة (٤٣-١) كالآتي:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \text{Log} \frac{(A^-)}{(HA)} \dots\dots\dots (٤٤-١)$$

والخلاصة أنه لتحضير محلول **Buffer** يجب أن نلاحظ النقاط الآتية:

١- نوعية المحلول المنظم (**Buffer**).

٢- قيمة الـ pH المطلوبة للمحلول المنظم Buffer.

٣- تركيز المحلول المنظم Buffer المراد تحضيره.

٤- حجم المحلول المنظم Buffer المراد تحضيره.

٥- قيمة الـ Pk_a لمواد المحلول المنظم Buffer. هذا وأن الجدول المرقم (١-١)

يوضح قيم الـ Pk_a لبعض المواد التي تكون محاليل منظمة Buffers.

٦- نوعية المكونات التي سيحضر منها المحلول المنظم Buffer.

٧- تحديد الجزء للحامض الضعيف (HA) في المحلول المنظم Buffer وكذلك تحديد

الملح التابع للحامض الضعيف (A^-) في المحلول المنظم Buffer. والآن لنفرض لدينا

قاعدة نعيقة BOH تتأين حسب المعادلة (١-١) كالآتي:



وعند تطبيق قانون فعل الكتلة ينتج ما يأتي:

جدول رقم (١-١): قيم الـ Pk_a لبعض المواد التي يمكن أن يتكون منها المحلول المنظم.

عن: Segel, 1968

Substance	Pk_a
Acetic acid	4.76
Ascorbic acid	... (1) 4.1
= =	... (2) 11.79
Carbonic acid	... (1) 6.37
= =	... (2) 10.25
Citric acid	... (1) 3.08
= =	... (2) 4.75
= =	... (3) 5.40
Malic acid	... (1) 3.40
= =	... (2) 5.05
Oxalic acid	... (1) 1.19
= =	... (2) 4.21
Phosphoric acid	... (1) 2.13
= =	... (2) 6.80
= =	... (3) 12.32

Succinic acid	...(1)	4.29
= =	...(2)	5.57
Tartaric acid	...(1)	3.02
= =	...(2)	4.54
Formic acid		3.75
Fumaric acid	...(1)	3.03
= =	...(2)	4.44
Glycolic acid		3.83
Ammonia (NH ⁺ / NH ₃)		9.26
Creatine		3.28
TRIS Buffer		8.08
Glycine α- COOH		2.40
α- NH ₃ ⁺		9.60
Alanine α- COOH		2.35
α- NH ₃ ⁺		9.69
Arginine α- COOH		2.17
α- NH ₃ ⁺		9.04
Guanidinium - NH ₃ ⁺		12.48
Aspartic acid - α COOH		2.09
β - COOH		3.86
α - NH ₃ ⁺		9.82
Citrulline	α- COOH	2.34
	α- NH ₃ ⁺	9.41
Cysteine	α- COOH	1.71
	α- NH ₃ ⁺	8.33
	β- SH	10.78
Cystine	α- COOH	1.65
	α- COOH	2.26
	α- NH ₃ ⁺	7.85
	α- NH ₃ ⁺	9.85
Glutamic acid	α- COOH	2.19
	γ- COOH	4.25
	α- NH ₃ ⁺	9.67
Histidine	α- COOH	1.82

	Imidazole- NH ⁺ 6.00	
Homocysteine	α - NH ⁺ ₃	9.17
	α - COOH	2.22
	α - NH ⁺ ₃	8.87
Homocystine	γ - SH	10.86
	α - COOH	1.59
Hydroxyproline	α - COOH	2.54
	α - NH ⁺ ₃	8.52
	α - NH ⁺ ₃	9.44
Isoleucine	α - COOH	1.92
	α - NH ⁺ ₃	9.37
Ieucine	α - COOH	2.36
	α - NH ⁺ ₃	9.68
Lysine	α - COOH	2.36
	α - NH ⁺ ₃	9.60
Methionine	α - COOH	2.18
	α - NH ⁺ ₃	8.95
	ϵ - NH ⁺ ₃	10.53
Phenylalanine	α - COOH	2.28
	α - NH ⁺ ₃	9.21
Proline	α - COOH	1.83
	α - NH ⁺ ₃	9.13
Serine	α - COOH	1.99
	α - NH ⁺ ₃	10.60
Threonine	α - COOH	2.21
	α - NH ⁺ ₃	9.15
Tryptophan	α - COOH	2.63
	α - NH ⁺ ₃	10.43
Tyrosine	α - COOH	2.38
	α - NH ⁺ ₃	9.39
	α - COOH	2.20

	$\alpha - \text{NH}_3^+$	9.11
	- OH	10.07
Valine	$\alpha - \text{COOH}$	2.32
	$\alpha - \text{NH}_3^+$	9.26

$$K_b = \frac{(\text{B}^+)(\text{OH}^-)}{(\text{BOH})} \quad (45-1)$$

حيث أن **Kb** هو ثابت تحلل القاعدة **Dissociation Constant**. وأن (B^+) (OH^-) هي تراكيز المواد الناتجة من التفاعل بوحدة **Mole/ liter**.

وأن **(BOH)** هو تركيز المادة المتفاعلة بوحدة **Mole/ liter**.
وبإعادة ترتيب المعادلة (45-1) يحدث الآتي:

$$(\text{OH}^-) = K_b \frac{(\text{BOH})}{(\text{B}^+)} \quad (46-1)$$

وعند أخذ اللوغاريتم لطرفي المعادلة (46-1) يتكون ما يأتي:

$$\text{Log}(\text{OH}^-) = \text{Log} K_b + \text{Log} \frac{(\text{BOH})}{(\text{B}^+)} \quad (47-1)$$

وعند أخذ اللوغاريتم السالب لطرفي المعادلة (47-1) يحصل ما يأتي:

$$-\text{Log}(\text{OH}^-) = -\text{Log} K_b - \text{Log} \frac{(\text{BOH})}{(\text{B}^+)} \quad (48-1)$$

ومن تعريف الـ **pOH** حسب المعادلة (32-1) يحصل الآتي:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \text{Log} \frac{(\text{BOH})}{(\text{B}^+)} \quad (49-1)$$

ويقلب الحد $\left(-\text{Log} \frac{(\text{BOH})}{(\text{B}^+)}\right)$ ينتج الحد $\left(+\text{Log} \frac{(\text{B}^+)}{(\text{BOH})}\right)$ وبالتعويض يحدث الآتي

$$\text{pOH} = \text{p}K_b + \text{Log} \frac{(\text{B}^+)}{(\text{BOH})} \quad (50-1)$$

سعة المحلول المنظم والقوة الأيونية Buffer Capacity and Ionic Strength

أن سعة المحلول المنظم هي قابلية محلول منظم Buffer لمقاومة التغيرات في الـ pH لحدود معينة عند إضافة الحامض أو القاعدة. ومن المعادلة (٤٤-١) ظهر أن أكثر سعة للمحلول المنظم تحدث عندما يكون تركيز (A^-) و (HA) متساويين. أي أن:

$$pH = Pk_a \quad (٥١-١)$$

كما أن سعة المحلول المنظم تعتمد على مجموع تركيز المنظم والقوة الأيونية **Strength Ionic** للمحلول المنظم حيث اتضح أن القوة الأيونية أهم من مجموع تركيز المحلول المنظم. ويذكر أن القوة الأيونية تقاس كالاتي:

$$I = \sum_i Z_i^2 X_i \quad (٥٢-١)$$

حيث أن **I** هي القوة الأيونية للمحلول المنظم. **Ionic Strength**

وأن **Z** هو حاصل شحنة الأيون.

وأن هو التركيز المولاري **Mole Concentration**.

وأن Σ هي علامة حاصل الجمع.

وإذا وجد محلول منظم يحتوي على أكثر من نوع واحد من الأملاح أو مواد منظمة Buffer عندئذ تجمع القوة الأيونية **Ionic Strength** لكل أنواع.

I - مثال (٨-١) احسب تركيز أيون (H^+) المحلول النهائي عندما يضاف ١٠٠ سم^٣ في

محلول **NaOH (0.1 N)** إلى ١٥٠ سم^٣ من محلول **H2SO4 (0.2M)**.

الحل:

$$0.1 \times \frac{100}{1000} = 0.01N NaOH$$

$$0.2 \times 2 \times \frac{150}{1000} = 0.06 NH_2SO_4$$

acid Semain (not neutralized)

$$= 0.06 - 0.01 = 0.05 NH_2SO_4$$

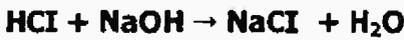
New Cone of H₂SO₄ of (H⁺)

$$= \frac{0.05}{\frac{250}{1000}} = 0.05 \times 4 = 0.2N = 0.1M$$

مثال (١-٩):

أضيف 10 سم^٣ من محلول HCl (0.1M) إلى 9.6 سم^٣ من محلول NaOH (0.1M). أحسب الـ pH للمحلول الناتج وارسم المنحنى البياني.

الحل يحدث التفاعل كالاتي:



ومن المعلوم ان عياري الحامض والقاعدة متساويان لذا فان 9.6 سم^٣ من HCl ستعادل 9.6 سم^٣ من NaOH ويبقى من الحامض غير المتعادل الآتي:

$$10 - 9.6 = 0.4 \text{ cm}^3 \text{ unneutralized HCl}$$

$$10 + 9.6 = 19.6 \text{ cm}^3$$

$$\frac{0.4}{19.6} \times 0.1 = 2.04 \times 10^{-3} \text{ M}$$

ومجموع الحجم هو

∴ تركيز الحامض المتبقي

$$\text{pH} = -\text{Log} (\text{H}^+)$$

$$\text{pH} = -\text{Log} (2.04 \times 10^{-3})$$

$$\text{pH} = -\text{Log} 2.04 - \text{Log} 10^{-3}$$

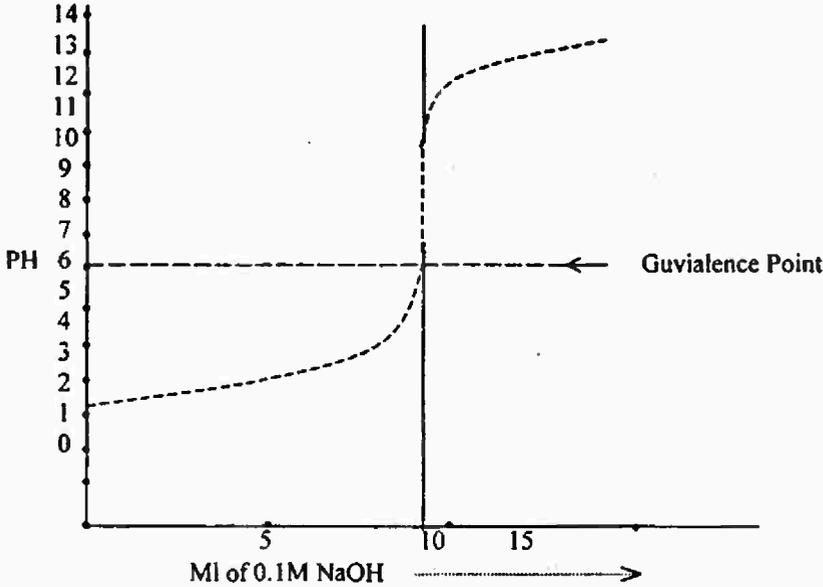
$$\text{pH} = -0.3 + 3$$

$$\text{pH} = 2.7$$

والشكل المرقم (١-١) يوضح تصحيح الحامض القوي HCl مع القاعدة القوية NaOH.

مثال (١-١٠): أحسب الـ pH لمحلول HCl (0.01M).

الحل: نظراً لأن HCl هو حامض قوي التأيّن لذا يتأين كلياً إلى H^+ و Cl^- ويكون تركيز أيون الهيدروجين 0.01M أو 10^{-2}M وبتطبيق المعادلة



شكل رقم (١-١): تسحيح الحامض القوي (HCl) مع القاعدة (NaOH) والمتساويين في التركيز عن
Coon and Stumpf, 1967

$$\text{PH} = -\log (\text{H}^+)$$

$$\text{PH} = -\log (10^{-2})$$

$$\text{PH} = -(-2)$$

$$\text{PH} = 2$$

مثال (١-١١): أحسب الـ pH لمحلول NaOH (0.01M)

الحل: نظراً لأن NaOH هي قاعدة قوية لذا تأين كلياً إلى (OH^-) و (Na^+) وتركيز أيون الهيدروكسيل يعادل 0.01M أو 10^{-2}M وبتطبيق المعادلة

$$\text{pOH} = -\log (\text{OH}^-)$$

$$\text{pOH} = -\log (10^{-2})$$

$$pOH = -(-2)$$

$$pOH = 2$$

$$pH + pOH = 14$$

$$pH + 2 = 14$$

الرقم الهيدروجيني

$$pH = 14 - 2$$

$$pH = 12$$

مثال (١٢-١): ما هو الـ pH لمحلول 10^{-8} M HCl

الحل:

$$pH = -\log(H^+)$$

$$(H^+) = 10^{-7} \text{ M (from H}_2\text{O)} + 10^{-8} \text{ M (from HCl)}$$

$$(H^+) = 10^{-7} \text{ M (from H}_2\text{O)} + 0.1 \times 10^{-7} \text{ M (from HCl)}$$

$$(H^+) = 10^{-7} (1 + 0.1) \text{ M}$$

$$pH = -\log(10^{-7} (1 + 0.1))$$

$$pH = -\log(1.1 \times 10^{-7})$$

$$pH = -\log 1.1 - \log 10^{-7}$$

$$pH = -0.047 - (-7)$$

$$pH = -0.047 + .$$

$$pH = 6.953$$

مثال (١٣-١): ما هو الـ pH لمحلول 10^{-8} M NaOH ؟

الحل:

$$pOH = -\log(OH^-)$$

$$(OH^-) = 10^{-7} \text{ M (from H}_2\text{O)} + 10^{-8} \text{ M (from NaOH)}$$

$$(OH^-) = 10^{-7} \text{ M (from H}_2\text{O)} + 0.1 \times 10^{-7} \text{ M (from NaOH)}$$

$$(\text{OH}^-) = 10^{-7}(1 + 0.1) \text{ M}$$

$$(\text{OH}^-) = 10^{-7} \times 1.1 \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log (10^{-7} \times 1.1)$$

$$\text{pOH} = -\log 1.1 - \log 10^{-7}$$

$$\text{pOH} = -0.047 - (-7)$$

$$\text{pOH} = -0.047 + 7$$

$$\text{pOH} = 6.953$$

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

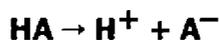
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 14 - 6.953$$

$$\text{pH} = 7.047$$

مثال (١٤ -): احسب الـ pH لمحلول Glycolic acid (0.01M).

الحل: يتأين الحامض Glycolic acid كالآتي:



لنفرض تركيز أيوني (H^+) و (A^-) هو (X)

و بتطبيق قانون فعل الكتلة يكون الآتي:

$$K_a = \frac{(\text{A}^-)(\text{H}^+)}{(\text{HA})}$$

وأن K_a يساوي الآتي:

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

$$\text{p}K_a = 3.83$$

$$3.83 = -\log K_a$$

$$\log K_a = -3.83$$

$$K_a = -\text{antilog } 3.83$$

$$K_a = -4 + 0.17$$

$$K_a = 2 \times 10^{-4}$$

$$2 \times 10^{-4} = \frac{(x)(x)}{(0.01)}$$

$$x^2 = 2 \times 10^{-6}$$

$$x = 1.4 \times 10^{-3} \text{M}$$

$$\text{pH} = -\log 1.4 \times 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log 1.4 + 3$$

$$\text{pH} = -0.08 + 3$$

$$\text{pH} = 2.92$$

مثال (١٥-١): احسب الـ **pH** لمحلول مكون من **0.01M** خلات الصوديوم **0.02M** حامض الخليك.

الحل: بتطبيق المعادلة الآتية:--

$$\text{pH} = \text{pKa} + \log \frac{\text{base}}{\text{acid}}$$

$$\text{pH} = 4.76 + \log \frac{0.01}{0.02}$$

$$\text{pH} = 4.76 + \log \frac{1}{2}$$

$$\text{pH} = 4.76 + \log 1 - \log 2$$

$$\text{pH} = 4.76 - 0.3$$

$$\text{pH} = 4.46$$

مثال (١٦-١)

احسب مكونات المحلول المنظم **Buffer** ذي التركيز **(0.15 M)** المكون من خلات الصوديوم والـ **Ph** المعادل **5.06** بدرجة حرارة **20**م° وكذلك احسب القوة الأيونية لهذا المحلول المنظم.

الحل:

$$\text{pH} = \text{PK}_a + \text{Log} \frac{(\text{A}^-)}{(\text{HA})}$$

$$5.06 = 4.76 + \text{Log} \frac{(\text{CHCOO}^-)}{(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$5.06 - 4.76 = \text{Log} \frac{(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{(\text{CH}_3\text{COOH})}$$

$$\text{Log} \frac{(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{(\text{CH}_3\text{COOH})} = 0.3$$

$$\frac{(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{(\text{CH}_3\text{COOH})} = \text{Antilog} 0.3$$

$$\frac{(\text{CH}_3\text{COO}^-)}{(\text{CH}_3\text{COOH})} = 2 = \frac{2}{1}$$

$$2 + 1 = 3$$

$$\frac{2}{3} \text{ هي}$$



= مجموع النسب

نسبة الملح

$$\frac{1}{3} \text{ هي } (\text{CH}_3\text{COOH})$$

نسبة الحامض

هو Buffer

مجموع تركيز المحلول

$$\text{Total Moles} = \text{Volume} \times \text{Molarity}$$

$$\text{Total Moles} = 1 \times 0.15$$

$$\text{Total Moles} = 0.15 \text{ Moles}$$

نسبة مولات الحامض (CH_3COOH) هي

$$0.15 \times \frac{1}{3} = 0.05 \text{ Mole}$$

$(\text{CH}_3\text{COO}^-)$ هي:

$$0.15 \times \frac{2}{3} = 0.10 \text{ Mole}$$

أما القوة الأيونية لهذا المحلول المنظم فتحسب بجمع القوة الأيونية لحامض الخليك والقوة الأيونية لخلات الصوديوم وبما أن القوة الأيونية لحامض الخليك قليلة لأن pK_a له قليل جدا (4.76) أي أن التركيز يعادل 10^{-5} لذلك تهمل القوة الأيونية للحامض. أما بالنسبة للقوة الأيونية للخلات فنظرا لأن **0.1 Mole** من **CH₃COONa** تتأين إلى **0.1 Mole** من **CH₃COO** و **0.1 mole** من **Na⁺** لذلك تحسب القوة كالتالي:

$$I = \frac{1}{2} (1^2 \times 0.1 + 1^2 \times 0.1)$$

$$I = \frac{1}{2} \times (2 \times 0.1)$$

$$I = \frac{1}{2} \times 2 \times 0.1$$

$$I = 0.1$$

مثال (١٧-١)

احسب القوة الأيونية لمحلول **0.1M** من **Na₂HPO₄**.
الحل:

$$I = \frac{1}{2} (1^2 \times 2 \times 0.1 + 2^2 \times 0.1)$$

$$I = \frac{1}{2} (1 \times 2 \times 0.1 + 4 \times 0.1)$$

$$I = \frac{1}{2} (6 \times 0.1)$$

$$I = 3 \times 0.1$$

$$I = 0.3$$

مثال (١٨-١):

احسب القوة الايونية لمحلول $0.1M$ من Na_3PO_4 .

الحل:

$$I = \frac{1}{2}(1^2 \times 3 \times 0.1 + 3^2 \times 0.1)$$

$$I = \frac{1}{2}(3 \times 0.1 + 9 \times 0.1)$$

$$I = \frac{1}{2} \times 12 \times 0.1$$

$$I = 6 \times 0.1$$

$$I = 0.6$$

مثال (١٩-١):

احسب القوة الايونية لمحلول مكون من $0.1M$ من Na_2HPO_4 و $0.1M$ من $NaCl$.

الحل:

$$I = \frac{1}{2}(1^2 \times 2 \times 0.1 + 2^2 \times 0.1) + \frac{1}{2}(1^2 \times 0.1 + 1^2 \times 0.1)$$

$$I = \frac{1}{2}(1 \times 2 \times 0.1 + 4 \times 0.1) + \frac{1}{2}(1 \times 0.1 + 1 \times 0.1)$$

$$I = \frac{1}{2}(6 \times 0.1) + \frac{1}{2}(2 \times 0.1)$$

$$I = 3 \times 0.1 + 1 \times 0.1 = 0.3 + 0.1$$

$$I = 4 \times 0.1$$

$$I = 0.4$$

مثال (٢٠-١):

حامض الكبريتيك المركز بنسبة 96% H_2SO_4 بالوزن وكثافته

1.84 جم/سم^٣. احسب كمية الحامض المركزة لعمل 750 سم^٣. من حامض الكبريتيك

بعبارة IN .

الحل:

١- نحسب وزن الحامض المركز

$$1766 \text{ غم أو } 1760 \text{ غم} = 1.84 \times \frac{96}{100} \times 1000$$

$$2- \text{ نحسب عدد مولات الحامض } 18 \text{ M} = \frac{1760}{98}$$

(الوزن الجزيئي لحامض الكبريتيك = 98)

٣- نحسب عيارية الحامض =



$$\text{N} = 2 \times 18 = 36 \text{ N}$$

٤- باتباع القانون الآتي:

$$\text{N}_1\text{V}_1 = \text{N}_2\text{V}_2$$

$$36 \times \text{V}_1 = 1 \times 750$$

$$\text{V}_1 = \frac{750}{36} = 20.8 \text{ ml}$$

أي أن الحجم 20.8 سم^٣ من الحامض المركز يخفف إلى 750 سم^٣ ليتكون لدينا حامض بتركيز 1N.

مثال (١-٢١):

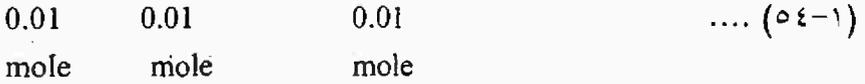
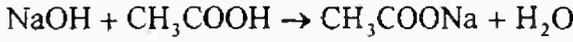
احسب الـ pH للمحلول النهائي عندما يضاف 100 سم^٣ من محلول NaOH (0.1M) إلى 150 سم^٣ من محلول CH₃COOH (0.2M) وارسم المنحنى البياني للتصحيح.

الحل:

$$0.1 \times \frac{100}{1000} = 0.01 \text{ Mole} = \text{مجموع مولات القاعدة}$$

$$0.2 \times \frac{150}{1000} = 0.03 \text{ Mole} = \text{مجموع مولات الحامض}$$

وحسب التفاعل الآتي:



0.03 - 0.01 = 0.02 mole = لذا يبقى من الحامض غير المتفاعل

$$\frac{0.02}{150 + 100} = \frac{0.02}{250} = \text{ويكون تركيز الحامض الجديد}$$

$$\frac{0.01}{250} = \text{ويكون تركيز الملح}$$

وبتطبيق المعادلة

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \text{Log} \frac{\text{salt}}{\text{acid}}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \text{Log} \frac{0.01/250}{0.02/250}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \text{Log} \frac{0.01}{0.02}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \text{Log} \frac{1}{2}$$

$$\text{pH} = 4.74 + \text{Log} 1 - \text{Log} 2$$

$$\text{pH} = 4.74 + 0 - 0.3$$

$$\text{pH} = 4.74 - 0.3 = 4.44$$

والشكل رقم (1-2) يوضح تصحيح الحامض الضعيف مع القاعدة القوية.

مثال (1-22):

حضر لتر واحد من (0.1M) Phosphate Buffer ذي الـ pH (6.7) من 0.1M

NaOH و H3PO4 مع وجود ثلاثة Pk's لحامض الفوسفوريك وهي:

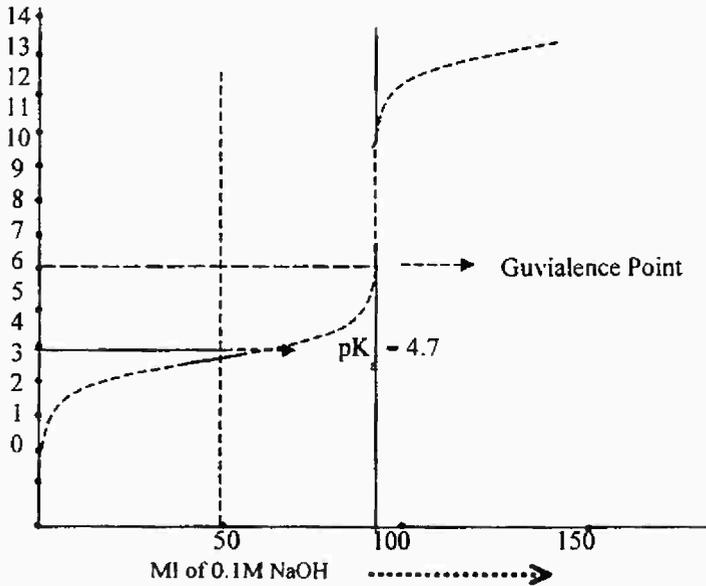
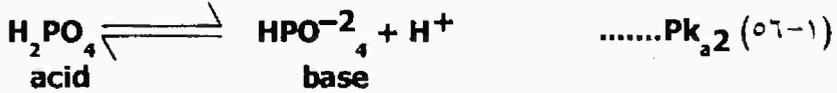
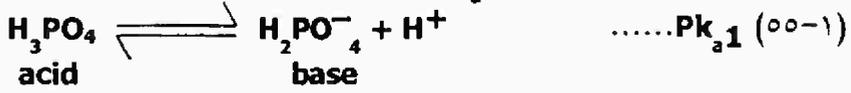
$$2.1 = \text{P}k_1$$

$$7.2 = \text{P}k_2$$

$$12.7 = \text{P}k_3$$

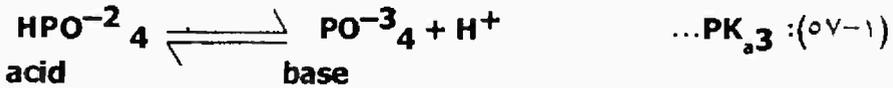
الحل:

بما أنه توجد ثلاثة أنواع من Pk_a لحمض الفوسفوريك كالاتي:



شكل (٢-١): تسحيح الحمض الضعيف التآين (CH_3COOH) مع القاعدة التآين (NaOH). عن:

Segel, 1968



وبما أن الـ pH المطلوب قريب من الـ $\text{p}K_{a2}$ الثاني لذا يستعمل الـ $\text{p}K_{a2}$ (7.2) حسب

المعادلة (٤٩-١)

وباستعمال المعادلة

$$\text{pH} = Pk_{a2} = \text{Log} \frac{\text{HPO}_4^{2-}}{\text{H}_2\text{PO}_4^-}$$

$$6.7 = 7.2 + \text{Log} \frac{\text{HPO}_4^{-2}}{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}$$

$$-0.5 = \text{Log} \frac{\text{HPO}_4^{-2}}{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}$$

$$+0.5 = \text{Log} \frac{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}{\text{HPO}_4^{-2}}$$

$$\frac{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}{\text{HPO}_4^{-2}} = \text{Antilog} 0.5$$

$$\frac{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}{\text{HPO}_4^{-2}} = 3.16 = \frac{3.16}{1}$$

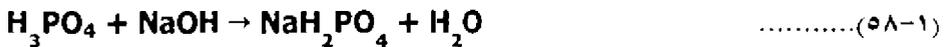
$$\frac{3.16}{4.16} = \text{H}_2\text{PO}_4^{-1} \quad \text{نسبة}$$

$$\frac{1}{4.16} = \text{HPO}_4^{-2} \quad \text{نسبة}$$

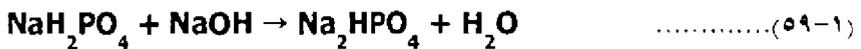
$$\text{Total Mole} = 0.1 \times 1 = 0.1 \text{ moles}$$

$$\text{Moles of H}_2\text{PO}_4^{-1} = 0.1 \times \frac{3.16}{4.16} = 0.076 \text{ Mole}$$

$$\text{Moles of HPO}_4^{-2} = 0.1 \times \frac{1}{4.16} = 0.024 \text{ Mole}$$



0.1 mole 0.1mole 0.1mole



0.1mole 0.024mole 0.024mole

$$0.1 - 0.024 = 0.076 \text{ mole}$$

أي يبقى من NaH_2PO_4 ما مقداره:

0.1 mole

ونحتاج من H_3PO_4 ما مقداره:

ونحتاج من NaOH ما مقداره:

$$0.1 + 0.024 = 0.124 \text{ mole}$$

∴ حجم الحامض H_3PO_4 يساوي:

$$\text{Volume of } \text{H}_3\text{PO}_4 = \frac{0.1}{0.1} = 1 \text{ liter}$$

$$\text{Volume of } \text{H}_3\text{PO}_4 = 1 \times 1000 = 1000 \text{ ml of } 0.1 \text{ M } \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$\text{Weight} = \text{MW} \times \text{Moles} = \text{NaOH وزن} ∴$$

(g)

$$\text{Weight} = 40 \times 0.124$$

$$\text{Weight} = 5.96 \text{ gram}$$

∴ نخلط 5.96 غرام من NaOH مع 1000 سم³ من H_3PO_4 (0.1M) ليكون لدينا محلول Buffer حسب المواصفات.

مثال (٢٣-١): حضر ثلاث لترات من Phosphate Buffer (0.1M) ذي pH يعادل

6.61 من Na_3PO_4 (6M) و HCl (2M) علما بان الـ PK_a لحامض الفسفوريك هي:

$$2.21 = \text{PK}_a 1$$

$$7.21 = \text{PK}_a 2$$

$$12.32 = \text{PK}_a 3$$

الحل:



أي أن نظام Buffer سيحتوي على HPO_4^{2-} و $\text{H}_2\text{PO}_4^{-}$ بسبب قرب الـ pH من الـ Pka_2 .

وبتطبيق المعادلة (٤٤-١) يحصل ما يأتي:

$$\text{pH} = \text{PK}_a 2 + \text{Log} \frac{\text{HPO}_4^{2-}}{\text{H}_2\text{PO}_4^{-}}$$

$$6.61 = 7.21 + \text{Log} \frac{\text{HPO}_4^{-2}}{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}$$

$$-0.6 = \text{Log} \frac{\text{HPO}_4^{-2}}{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}$$

$$+0.6 = \text{Log} \frac{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}{\text{HPO}_4^{-2}}$$

$$\frac{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}{\text{HPO}_4^{-2}} = \text{Antilog} 0.6$$

$$\frac{\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}}{\text{HPO}_4^{-2}} = 4 = \frac{4}{1}$$

$$5 = 4 + 1 \quad = \text{مجموع النسب}$$

$$\text{Total Moles} = 3 \times 0.1 = 0.3 \text{ mole}$$

$$\text{Moles of Acid } (\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}) = 0.3 \times \frac{4}{3} = 0.24 \text{ mole}$$

$$\text{Moles of Base } (\text{HPO}_4^{-2}) = 0.3 \times \frac{1}{5} = 0.06 \text{ mole}$$

نحتاج 0.3mole من Na_3PO_4 كقاعدة ويكون الحجم المطلوب من Na_3PO_4 كالآتي:

$$0.3 = 6 \times V$$

$$V = \frac{0.3}{6} = 0.05 \text{ liter}$$

$$V = 0.05 \times 1000 = 50 \text{ ml of } 6 \text{ M } \text{Na}_3\text{PO}_4$$

كما نحتاج 0.3mole من HCl لتحويل كل Na_3PO_4 إلى Na_2HPO_4 ونحتاج أيضا إلى

0.24mole من HCl لتحويل جزء من Na_2HPO_4 (HPO_4^{-2}) إلى $(\text{H}_2\text{PO}_4^{-1})$

NaH_2PO_4 لذا يكون مجموع مولات HCl هي:

$$0.30 + 0.24 = 0.54 \text{ mole}$$

أما المتبقي من HPO_4^{-2} فهو

$$0.30 - 0.24 = 0.06 \text{ mole}$$

$$\text{Volume of HCl} = \frac{\text{moles}}{\text{Molarity}}$$

$$\text{Volume of HCl} = \frac{0.54}{2} = 0.27 \text{ liter}$$

$$\text{Volume of HCl} = 0.27 \times 1000 = 270 \text{ ml of HCl (2M)}$$

والخلاصة هي مزج 270ml من HCl (2M) مع (6M) Na₃PO₄ ويكمل الحجم النهائي إلى ثلاثة لترات.

الاسئلة

(1-1) احسب الـpH للمحاليل الآتية:

أ- محلول تركيز ايون الهيدروجين $10^{-4} M$.

ب- محلول تركيز ايون الهيدروجين $7 \times 10^{-5} M$.

ج- محلول تركيز ايون الهيدروجين $5 \times 10^{-8} M$.

د- محلول تركيز ايون الهيدروجين $3 \times 10^{-11} M$.

(2-1) احسب تركيز ايون الهيدروجين للمحاليل ذات الـpH الآتي:

أ- $pH = 2.37$

ب- $pH = 5.29$

ج- $pH = 8.65$

د- $pH = 11.12$

(3-1) حامض الهيدروكلوريك المركز بنسبة 37.5 % بالوزن وكثافة 1.19 غم/سم³

حضر 500 سم³ من HCl بعبارية 0.2N.

(4-1) حامض الخليك الثلجي CH_3COOH بنسبة 100 % وكثافة 1.05 غم/سم³. حضر

300 سم³ من CH_3COOH بعبارية 0.5N.

(5-1) احسب تركيز ايون الهيدروجين للمحلول النهائي الناتج من اضافة 100 سم³ من

NaOH (0.1M) إلى 150 سم³ من HCl (0.2M).

(6-1) احسب الـpH للمحلول النهائي عندما يضاف 100 سم³ من NaOH (0.1M) إلى

150 سم³ من CH_3COOH (0.2M).

(٧-١) حضر لتر واحد من Phosphat Buffer ذي pH يعادل 6.7 وبتركيز (0.1M) من
NaOH (0.1M) و H_3PO_4 (0.1M).

(٨-١) اضيف 20 سم^٣ من محلول HCl (0.1N) إلى 10 سم^٣ من محلول NaOH (0.1N).
احسب قيمة pH للمحلول الناتج.

(٩-١) ما حجم حامض الخليك الثلجي (17.6N) وما وزن خلاص الصوديوم (MW136)
 $CH_3COONa.3H_2O$ اللازمة لتحضير 100 سم^٣ من acetat Buffer (0.2M) و pH يعادل 5.06.

(١٠-١) كيف تحضر المحاليل الآتية من مادة NaCl وزنها الجزيئي 58.5.

١. محلول تركيزه 500 جزء بالمليون.

٢. محلول تركيزه 15%.

٣. محلول فوق الاشباع.

٤. 0.1 مولر.

٥. 0.1 مولار.

(١١-١) محلول Acetate ذو القوة الايونية (0.1) احسب عدد مولات خلاص الصوديوم
اللازمة لتحضير المحلول ذي pH المعادل 5.06.

(١٢-١) ما وزن فوسفات البوتاسيوم الاحادية KH_2PO_4 (MW = 136) وفوسفات
البوتاسيوم الثنائية K_2HPO_4 (MW = 174) اللازمة لتحضير 100 سم^٣ من محلول
Buffer بتركيز (0.2M) و pH يعادل 6.92.

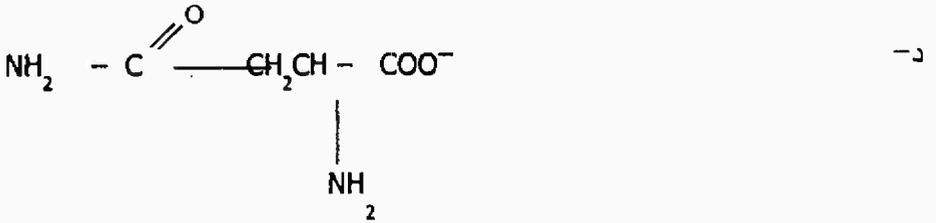
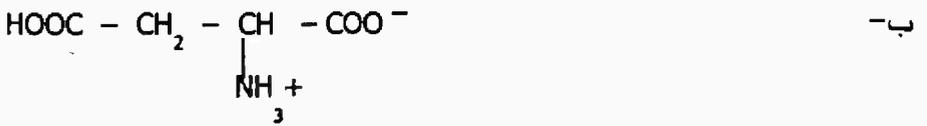
(١٣-١) ما وزن كاربونات الصوديوم (MW = 106) وبيكاربونات الصوديوم (MW =
84) اللازمة لتحضير 600 سم^٣ من محلول Buffer بتركيز (0.2M) و pH يعادل
10.38.

(١٤-١) ما حجم حامض الهيدروكلوريك وما وزن الـ (Hydroxymethyl Tris (MW = 121)

Amino Methane اللازمة لتحضير 100 سم³ من محلول Buffer بتركيز (0.2M)

و pH يعادل 8.21.

(١٥-١) ماهي قيم الشحنات للأنواع الآتية من المركبات



(١٦-١) ما حجم الامونيا (3M) وما وزن NH_4Cl (MW = 53.5) اللازمة لتحضير

100 سم³ من محلول Buffer بتركيز (0.3M) و pH يعادل 10.4 وماهي القوة

الايونية لهذا المحلول المنظم.

(١٧-١) ماهو الـ pH لمحلول (0.1M) KOH و (0.2M) Glycine وماهو عدد الغرامات

من الـ Glycine. وماهو عدد السنتمرات المكعبة من (0.2M) KOH اللازمة

لتحضير 100 سم³ من هذا المحلول المنظم. وماهو تأثير درجة الحرارة إذا ارتفعت

أكثر من 20°.

(١٨-١) كيف تحضر 100 سم^٣ من محلول المنظم Acetate Buffer ذي الـ pH المعادل 5.36 والقوة الايونية 0.2 بادئا بخلات الصوديوم وحمض الخليك.

(١٩-١) ما هو وزن كاربونات الصوديوم وبيكاربونات الصوديوم اللازمة لتحضير 100 سم^٣ من محلول Buffer ذي الـ pH المعادل 10.08 والقوة الايونية المعادلة 0.5.

(٢٠-١) ما هو عدد الغرامات من الـ Glycine (MW = 75) وما هو عدد السنتمرات المكعبة من KOH (1M) اللازمة لتحضير 100 سم^٣ من محلول Buffer ذي الـ pH المعادل 9.91 والقوة الايونية المعادلة 0.1. ما هو الـ pH للمحلول المنظم إذا انخفضت درجة الحرارة إلى صفر متوي.

(٢١-١) احسب وزن فوسفات البوتاسيوم الاحادية KH₂PO₄ (MW = 136) وفوسفات البوتاسيوم الثنائية K₂HPO₄ (MW= 228) اللازمة لتحضير 100 سم^٣ من محلول Buffer ذو الـ pH المعادل 7 والقوة الايونية المعادلة 0.05 بدرجة حرارة 20 م°. ما هو التركيز الكلي للفوسفات. ما هو الـ pH بعد إجراء التخفيف بنسبة $\frac{1}{100}$.

(٢٢-١) ما هو الـ pH والتركيز لمحلول Buffer الناتج من إذابة 3.48 غم K₂HPO₄ و 2.72 غم KH₂PO₄ في 250 سم^٣ ماء مقطر.

(٢٣-١) محلول Buffer يحتوي على (0.1M) حامض الخليك و (0.1M) خلات الصوديوم. احسب الـ pH بعد إضافة 4 سم^٣ من (0.025N) من HCl إلى 10 سم^٣ من محلول Buffer.

(٢٤-١) حضر محلول Buffer من الـ Glutarate ذي الـ pH المعادل 4.2 من (0.1M) NaOH و (0.1M) Glutarate علما بان الـ pK_{a1} يعادل 4.32 والـ pK_{a2} يعادل 5.54.

(٢٥-١) قاعدة الـ Pyridine تتفاعل مع ايونات الهيدروجين لتكون الـ Puridine Hydrochloride وتحلل هذه المادة لتنتج الـ H^+ بـ Pk_p يعادل 5.36. حضر محلول Pyridine Buffer ذي الـ pH المعادل 5.2 من (0.1M) Phyridine و (0.1M) HCl.

(٢٦-١) حضر لتر واحد من محلول المنظم NH_4Cl Buffer بتركيز (0.1M) و pH يعادل 9 كلوريد الامونيوم الصلب ($Pk_p = 9.26$) و (IM) NaOH.

(٢٧-١) حضر لتر واحد من محلول NH_4Cl Buffer بتركيز (0.1M) و pH يعادل 9 من (IM) NH_4OH و (IM) HCl.

(٢٨-١) ما حجم حامض الخليك الثلجي وما وزن خلاص الصوديوم المائية (CH_3COONa) $3H_2O$ اللازمة لتحضير 100 سم^٣ من (0.2M) Acetate Buffer ذي الـ pH المعادل 4.5.

(٢٩-١) ما وزن كاربونات الصوديوم (Na_2CO_3) وبيكارونات الصوديوم ($NaHCO_3$) اللازمة لتحضير 500 سم^٣ من محلول Buffer (0.2M) و pH يعادل 10.7 علما بان pK_p لحمض الكاربونيك يعادل 6.1 والـ Pk_p يعادل 10.3.

(٣٠-١) ما حجم حامض الهيدروكلوريك المركز وما وزن الـ (Hydroxymethyl Tris (Amino Methane) اللازمة لتحضير 100 سم^٣ من محلول (0.25M) علما بان الـ pH_p لمادة Tris Hydrochloride هي 8.

(٣١-١) ما وزن الـ Glycine ($Pk_1 = 2.4$ $Pk_2 = 9.6$) وما حجم (IN) HCl اللازمة لتحضير 100 سم^٣ من محلول Buffer (0.3M) ذي الـ pH المعادل 9.3.

(٣٢-١) حضر لترين من محلول Acetate Buffer ذي التركيز (0.1M) وكان تركيز ايون الهيدروجين في المحلول المنظم يعادل ($2 \times 10^{-5}M$) من خلاص الصوديوم وحامض الهيدروكلوريك (1M) علما بان الـ Pk_p لحامض الخليك يعادل 4.7.

(٣٣-١) احسب القوة الايونية للمحاليل الآتية:

أ- 0.25 M KBr

ب- 0.36 M ZnCl₂

ج- 0.15 M AlCl₃

د- 0.4 M Na₂SO₄

هـ- 0.01M H₂SO₄

و- 0.08M Cr₂(SO₄)₃

ز- 0.016 M CH₃COOH

ح- 0.30 M Citrate Buffer (pH = 5.56)

ط- 0.025M Glutamate Buffer (pH = 5.1)

(٣٤-١) ان تركيز ايون الهيدروجين في محلول $\frac{\text{Citrate}^{-3}}{\text{Citrate}^{-2}}$ يعادل $(4 \times 10^{-5} \text{ M})$. ماهي

نسبة الحامض إلى القاعدة علما بان PK_1 لحامض الستريك هو 3.08 و PK_2 هو

4.75 و PK_3 هو 5.40.

(٣٥-١) ان الـ pH لمحلول $\frac{\text{NH}_4\text{Cl}}{\text{NH}_4\text{OH}}$ هو 8.66 ماهي نسبة الحامض إلى القاعدة.

(٣٦-١) ماهو pH المحلول المكون من NH_4Cl بتركيز (0.2M) و NH_4OH بتركيز

(0.4M).

(٣٧-١) ماهو pH المحلول المكون من $\text{H}_2\text{PO}_4^{-1}$ بتركيز (0.3M) و HPO_4^{-2} بتركيز

(0.1M).

(٣٨-١) محلول Buffer مكون (0.4M) من حامض ضعيف و(0.2M) من قاعدة ضعيفة. ماهي

الـ PK_3 للحامض علما بان الـ pH للمحلول Buffer يعادل 8.96.

(٣٩-١) ماهو pH المحلول المكون من H_3PO_4 بتركيز (0.5M) و $H_2PO_4^{-1}$ بتركيز (0.5M).

(٤٠-١) إلى لتر واحد من كل من M Glycine (a), M Glycine (b) أضيف أما 0.3 mole من HCl أو 0.5 mole من NaOH. احسب الـ pH للمحاليل لنتيجة.

(٤١-١) ماهو الـ pH لمحلول $10^{-9}M$ HCl ؟

(٤٢-١) ماهو الـ pH لمحلول $10^{-9}M$ NaOH ؟

(٤٣-١) حضر ثلاثة لترات من محلول 0.1M Phosphate bufeer وفيه تركيز أيون الهيدروجين $5 \times 10^{-7}M$ من HCl (2M) ومن Na_3PO_4 .

(٤٤-١) حضر ثلاثة لترات من محلول 0.1 M Phosphate buffer وفيه تركيز أيون (OH^-) يعادل $2 \times 10^{-8}M$ من Na_3PO_4 ومن HCl (2M).

(٤٥-١) أضف 10سم^٣ من الحامض HA ذو التركيز 12M إلى 4سم^٣ من القاعدة NaOH ذات التركيز 10mM فكان تركيز ايون الهيدروجين $4 \times 10^{-8}M$ في المحلول الناتج. احسب الـ Ka للحامض.

(٤٦-١) أضف 10سم^٣ من الحامض HA ذو التركيز 12mM إلى 4سم^٣ من القاعدة NaOH ذات التركيز 10mM وأن الـ Ka للحامض يعادل $2 \times 10^{-8}M$. احسب الـ pH لهذا المحلول.

(٤٧-١) احسب الـ pH للمحلول النهائي عندما يضاف 150 سم^٣ من CH_3COONa (0.2M) إلى 100 سم^٣ من HCl (0.1M) علما بأن pK_a لحامض الخليك هو 4.74.

(٤٨-١) حضر أربعة لترات من Citrate buffer بتركيز (0.45N) وتركيز أيون (OH^-) يعادل $2 \times 10^{-9}M$ من NaOH و Citric acid (1M).