

Buffer solution

A buffer is defined as a solution that resists change in pH when a small amount of an acid or base is added or when the solution is diluted.

المحلول المنظم (Buffer solution) هو محلول كيميائي يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني (pH) عند إضافة كمية صغيرة من حمض أو قاعدة إليه، أو عند تخفيفه. بمعنى آخر، يحافظ المحلول المنظم على درجة حموضة ثابتة نسبياً حتى عند إضافة مواد أخرى قد تغير من حموضة المحلول. يتكون المحلول المنظم من (حامض ضعيف + ملح) أو من (قاعدة ضعيفة + ملحها).

حمض ضعيف وملحه: مثل $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{COONa}$

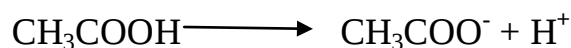
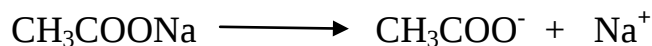
قاعدة ضعيفة وملحها: $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$

معادلة هندرسون-هاسلبالغ (Henderson-Hasselbalch equation): هي معادلة كيميائية تُستخدم لحساب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول منظم. تربط هذه المعادلة بين الرقم الهيدروجيني وقيمة ثابت تفكك الحمض (pK_a) ونسبة تركيز الحمض الضعيف إلى قاعدته المرافقة، أو تركيز القاعدة الضعيفة إلى حمضها المرافق.

Acidic buffer	Basic buffer
$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$	$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$
$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$	$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{BH}^+]}{[\text{B}]}$
الانتباه إلى pH يكون أقل من 7	الانتباه إلى pH يكون أعلى من 7

Example(1):- Calculate the pH of a buffer prepared by adding 10mL of 0.1M acetic acid to 20mL of 0.1M sodium acetate? $K_a = 1.75 \times 10^{-5}$

Solution:



اضافة ملح الى حامض تتكون مادة جديد نقوم 1- نجمع الحجم 2- نستخرج تركيز الحامض الجديد بعد الاضافة 3- نستخرج تركيز الملح الجديد بعد الاضافة 4- نستعمل معادلة هندرسون

1- $V_{\text{total}} = 10 + 20 = 30 \text{ ml}$

2- $\text{CH}_3\text{COOH} \quad M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

$$0.1 * 10 \text{ ml} = M_2 * 30 \text{ ml}$$

$$M_2 \text{ of } \text{CH}_3\text{COOH} = 0.033$$

3- $\text{CH}_3\text{COONa} \quad M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$

$$0.1 * 20 \text{ ml} = M_2 * 30 \text{ ml}$$

$$M_2 \text{ of } \text{CH}_3\text{COONa} = 0.066$$

4-Henderson-Hasselbalch equation:-

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

$$\text{pH} = -\log 1.75 \times 10^{-5} + \log \frac{0.066}{0.033} = 4.76 + \log 2.0 = 5.06$$

- **انتباه** نلاحظ pH اقل من 7 ووجود حامض وملحه اذا الحل صحيح
- **We can use** millimoles of acids and salt in place of molarity
- **يمكن** استعمال المولات في القانون بدلا عن التراكيز

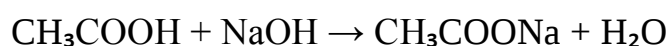
Example (2): Calculate the pH of a solution prepared by adding 25mL of 0.1M sodium hydroxide to 30mL of 0.2M acetic acid (this would actually be a step in a typical titration? $K_a = 1.75 \times 10^{-5}$)

Solution:

أن معادلة هندرسون-هاسلبالغ تُستخدم بشكل أساسي لحساب الرقم الهيدروجيني للمحاليل المنظمة. ولكن، في هذا المثال، على الرغم من أننا بدأنا بحمض قوي (NaOH) وحمض ضعيف (CH_3COOH)، فإن التفاعل بينهما ينتج محلولاً منظماً.

عند إضافة NaOH إلى CH_3COOH ، يحدث تفاعل تعادل ينتج CH_3COONa (ملح الحمض الضعيف) والماء... 1- قبل التفاعل: نحسب مولات الحامض والقاعدة والملح 2- بعد التفاعل: نستخرج مولات الحامض الزيادة

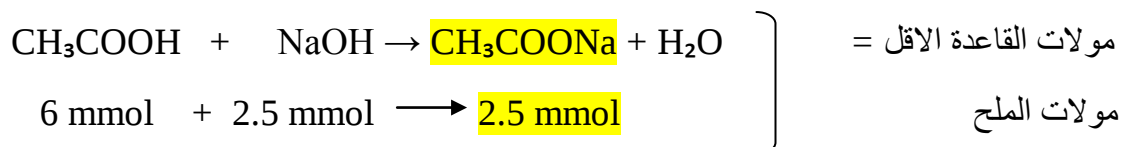
Solution:



$$\text{mmol } \text{CH}_3\text{COOH} = 0.2\text{M} \times 30\text{mL} = 6.0\text{mmol}$$

$$\text{mmol } \text{NaOH} = 0.1\text{M} \times 25\text{mL} = 2.5\text{mmol}$$

نلاحظ ان مولات الحامض اكبر من القاعدة سيتكون لدينا ملح CH_3COONa وزيادة من الحمض CH_3COOH وهذا يعتبر محلول بفر



These react as follows:- بعد التفاعل

$$\begin{array}{l} \text{mmol } \text{CH}_3\text{COONa} = 2.5\text{mmol} \\ \text{mmol } \text{CH}_3\text{COOH} = 6.0 - 2.5 = 3.5\text{mmol} \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} \text{after reaction}$$

بالمختصر التفاعل يكون كالتالي



Before reaction	6mmol	2.5 mmol	0
After reaction	-2.5mmol	-2.5 mmol	+2.5mmol
	3.5 mmol	0	2.5mmol

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]} = 4.76 + \log \frac{2.5}{3.5} = 4.61$$

ملاحظة:

The amount of acid or base that can be added without causing a large change in pH is governed by the **buffering capacity (B)**, the buffering capacity increases with the concentration of the buffering species. The buffering capacity is maximum at $\text{pH} = \text{pK}_a$.

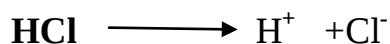
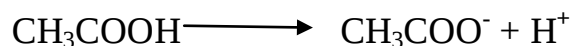
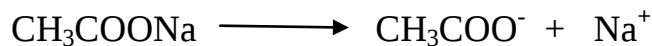
تشير السعة التنظيمية (Buffering capacity) إلى كمية الحمض أو القاعدة التي يمكن إضافتها إلى محلول منظم دون التسبب في تغيير كبير في الرقم الهيدروجيني (pH). بمعنى آخر، هي مقياس لقدرة المحلول المنظم على مقاومة التغيرات في درجة الحموضة.

أقصى سعة تنظيمية عند $\text{pH} = \text{pK}_a$ تصل السعة التنظيمية إلى أقصى قيمة لها عندما يكون الرقم الهيدروجيني للمحلول مساوياً لقيمة pK_a للحمض الضعيف في المحلول المنظم. عند هذه النقطة، يكون تركيز الحمض الضعيف مساوياً لتركيز قاعدته المرافقة. هذا يوفر أكبر قدرة على امتصاص كل من الأحماض والقواعد المضافة، حيث يكون النظام في حالة توازن مثالية للتعامل مع أي تغيرات. عندما ينحرف الرقم الهيدروجيني عن قيمة pK_a ، تبدأ السعة التنظيمية في الانخفاض.

Acidic buffer	Basic buffer
$\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$	$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$
2. إضافة قاعدة مثل NaOH تزيد الملح وتقلل الحمض $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}] + [\text{OH}]}{[\text{acid}] - [\text{OH}]}$	1. إضافة قاعدة مثل NaOH يزيد القاعدة ويقلل الملح (الشبيه يزيد الشبيه) $\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}] - [\text{OH}]}{[\text{base}] + [\text{OH}]}$
3. إضافة حامض مثل HCl يزيد حامض ويقلل الملح (الشبيه يزيد الشبيه) $\text{pH} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}] - [\text{H}]}{[\text{acid}] + [\text{H}]}$	2. إضافة حامض مثل HCl تزيد الملح وتقلل القاعدة $\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}] + [\text{H}]}{[\text{base}] - [\text{H}]}$

Example (3):- A buffer solution is 0.2M of acetic acid and sodium acetate. Calculate the change in pH upon adding 10 mL of 0.1M hydrochloric acid to 10mL of this solution? $P_{ka} = 4.76$

Solution:



- 1- نستخرج مولات الحامض الخليك CH_3COOH 2- نستخرج مولات الملح CH_3COONa
- 3- نستخرج مولات الحامض HCl المضاف 4- نطبق المعادلة

$$\text{mmol} = M \times V$$

$$\text{mmol CH}_3\text{COOH} = 0.2 \times 10 = 2 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol CH}_3\text{COONa} = 0.2 \times 10 = 2 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol HCl} = 0.1 \times 10 = 1 \text{ mmol}$$

اولاً: نطبق معادلة هندرسون بعد اضافة الحامض **pH1**

$$\text{pH1} = \text{pK}_a + \log \frac{[\text{salt}] - [H]}{[\text{acid}] + [H]}$$

$$\text{pH1} = \text{pK}_a + \log \frac{2 - 1}{2 + 1}$$

$$(\text{pH})_1 = 4.76 + \log \frac{1}{3} = 4.71$$

ثانياً: نطبق معادلة هندرسون مرة ثانية لكن دون اضافة الحامض HCl للمعادلة **pH2**

$$(\text{pH})_2 = 4.76 + \log \frac{[0.2]}{[0.2]} = 4.76$$

$$\Delta \text{pH} = (\text{pH})_1 - (\text{pH})_2 = 4.71 - 4.76 = -0.05$$

The change in pH is (-0.05). This is rather small especially if we consider that had the HCl been added to unbuffered neutral solution the final concentration would have been approximately 10^{-2}M , and the pH would be 2.0.

التغيير في الرقم الهيدروجيني هو (- 0.05). هذا صغير جدًا، خاصة إذا أخذنا في الاعتبار أنه لو تمت إضافة حمض الهيدروكلوريك (HCl) إلى محلول متعادل غير منظم، لكان التركيز النهائي تقريبًا 10^{-2} مولار، ولكان الرقم الهيدروجيني 2.0.

قانون التغير في pH للبفرات
change in pH
نطرح pH بعد اضافة الحامض او القاعدة (pH)₁ من البفر وحدة (pH)₂
$\Delta pH = (pH)_1 - (pH)_2$

Example(4):- Calculate the volume of concentrated ammonia and the weight of ammonium chloride NH_4Cl you would have taken to prepare 100mL of a buffer at pH 10.0 if the final concentration of salt is to be 0.2M? $pK_b=4.76$, concentration of NH_3 calculated from density of NH_3 is 0.9 g/ml and (wt/wt)% is 28%. (MWt of $NH_3=17$ g/mol, $NH_4Cl=53.5$ g/mol)

Solution:

اولا: استخراج وزن الملح

$$M_{NH_4Cl} = \frac{wt}{M. wt} \times \frac{1000}{V \text{ mL}}$$

$$0.2 = \frac{wt}{53.5} \times \frac{1000}{100} \quad wt = 1.07 \text{ gm } NH_4Cl$$

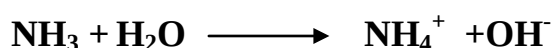
ثانيا: نستخرج تركيز الامونيا المركز من القانون التالي

$$M(NH_3) = \frac{\% \times \text{density} \times 1000}{M. wt}$$

$$M_{NH_3} = \frac{\frac{28}{100} \times 0.9 \times 1000}{17} = 14.8$$

ثالثا: لدينا قاعدة وملحها $NH_4Cl + NH_4OH$ لذلك يجب ان نستخرج pOH ثم نستخرج تركيز القاعدة بعد إضافة الملح وتكون بفر باستخدام قانون هندرسون

$$pH + POH = 14, \quad 10 + POH = 14, \quad POH = 14 - 10 = 4$$



$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$$

$$4 = 4.76 + \log \frac{0.2}{[\text{NH}_3]}$$

$$-0.76 = \log \frac{0.2}{[\text{NH}_3]}$$

$$10^{-0.76} = \frac{0.2}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{NH}_3] = \frac{0.2}{10^{-0.76}} = \frac{0.2}{0.173} = 1.15\text{M}$$

رابعاً : نستعمل قانون التخفيف للحصول على تركيز القاعدة المخفف

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$14.8 \times V_1 = 1.15 \times 100,$$

$$V_1 = 7.8 \text{ mL}$$

مختصر الحل

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

$$M(\text{NH}_3) = \frac{\% \times \text{density} \times 1000}{\text{M.wt}} \times V_1 = \text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]} \times 100\text{ml}$$

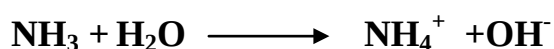
$$14.8 \times V_1 = 1.15\text{M} \times 100\text{ml}$$

Example(5):-How many **grams** ammonium chloride NH_4Cl and how many **millimiliters** 3.0M sodium hydroxide NaOH should be added to 200 mL water and diluted to 500 mL to prepare a buffer of pH 9.50 with NH_4Cl (salt concentrated) of 0.10M? $\text{pK}_b=4.76$. (MWt of $\text{NH}_3=17$ g/mol, $\text{NH}_4\text{Cl}=53.5$ g/mol)

Solution:

اولا: لدينا قاعدة وملحها $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$ لذلك يجب ان نستخرج pOH ثم نستخرج تركيز القاعدة بعد إضافة الملح وتكون بفر باستخدام قانون هندرسون

$$\text{pH} + \text{POH} = 14, \quad 9.5 + \text{POH} = 14, \quad \text{POH}=14-9.5 = 4.5$$



$$\text{pOH} = \text{pK}_b + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{base}]}$$

$$4.5 = 4.76 + \log \frac{[\text{NH}_4\text{Cl}]}{[\text{NH}_3]}$$

$$-0.26 = \log \frac{0.1}{[\text{NH}_3]}, \quad 10^{-0.26} = \frac{0.1}{[\text{NH}_3]}$$

$$0.549 = \frac{0.1}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow [\text{NH}_3] = 0.18\text{M}$$

ثانيا : نستخرج الملي مول النهائية للملح والامونيا ثم نجمع المولات

$$\text{mmol NH}_4\text{Cl in final solution} = 0.1\text{M} \times 500\text{mL} = 50 \text{ mmol}$$

$$\text{mmol NH}_3 \text{ in final solution} = 0.18\text{M} \times 500\text{mL} = 90 \text{ mmol}$$

The NH_3 formed from an equal number of millimoles of NH_4Cl . Therefore, a total of $50 + 90 = 140$ mmol NH_4Cl must be taken.

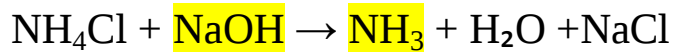
سبب ظهور فكرة "الجمع الملي مول للملح والامونيا" هو محاولة فهم أن NaOH يحول جزءاً من NH_4Cl إلى NH_3 (يزيد القاعدة ويقلل الملح)... لو نقارن مثال رقم 4 قمنا باستخراج وزن الملح NH_4Cl مباشرة بالاعتماد على تركيز الملح NH_4Cl دون الحاجة الى جمع المولات مع الامونيا

ثالثا: نستخرج وزن الملح NH_4Cl بالاعتماد على مجموع المولات

$$\text{mmol NH}_4\text{Cl} = \frac{\text{wt (mg)}}{\text{M. wt (mg/mL)}}$$

$$140 = \frac{\text{wt (mg)}}{53.5} \Rightarrow \text{wt} = 7.49 \text{ gm}$$

رابعاً: عدد مولات NaOH يساوي عدد مولات NH_3 المتكونة نتيجة التفاعل، وذلك بسبب نسبة التفاعل 1:1 بين NH_4^+ و OH^- (إضافة NaOH يزيد القاعدة ويقلل الملح ...حول الملح NH_4Cl إلى أمونيا)



The millimoles of NaOH needed are equal to the millimoles of NH_3 :

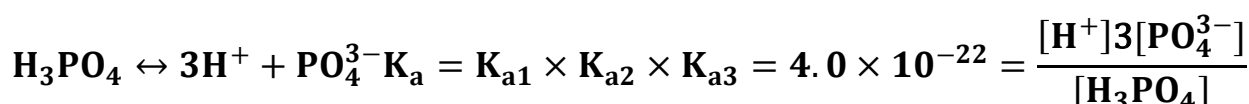
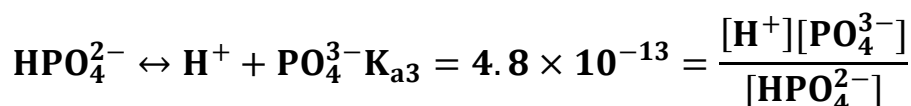
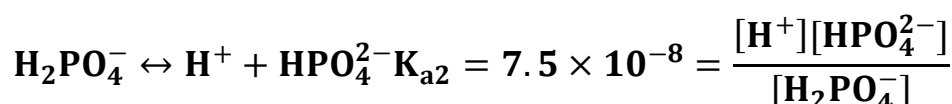
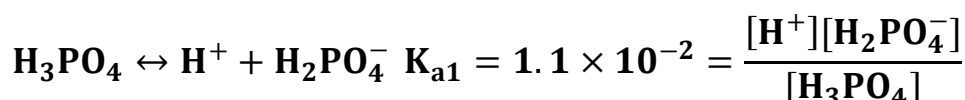
$$\text{mmol NH}_3 = M \times V$$

$$90 \text{ mmol} = 3.0\text{M} \times V \Rightarrow V = 30\text{mL NaOH}$$

Polyprotic acids and their salts:-

Polyprotic acids and their salts:-

الأحماض متعددة البروتونات (polyprotic acids)، وهي الأحماض التي تحتوي على أكثر من بروتون واحد (أيون هيدروجين، H^+) قابل للتأين أو التحرر في المحلول.



The **stepwise K_a** values of polyprotic acids get progressively smaller as the increased negative charge makes dissociation of the next proton more difficult. We can titrate the first two protons of H_3PO_4 separately. The third is too weak to titrate.

(ثابت تفكك الحمض): هو مقياس لقوة الحمض. كلما زادت قيمة K_a ، زادت قوة الحمض وقدرته على التفكك وإطلاق أيونات الهيدروجين (H^+) في المحلول.

الأحماض متعددة البروتونات: مثل حمض الفوسفوريك (H_3PO_4)، لديها أكثر من بروتون واحد يمكن أن يتأين. يتفكك هذه الأحماض على مراحل، حيث يفقد كل بروتون على حدة.

K_a المتدرجة (stepwise K_a values): لكل مرحلة من مراحل تأين الحمض متعدد البروتونات، يوجد قيمة K_a خاصة بها. تُسمى هذه القيم بـ K_{a1} للمرحلة الأولى، K_{a2} للمرحلة الثانية، وهكذا.

قيم K_a المتدرجة للأحماض متعددة البروتونات تقل تدريجياً بسبب زيادة الشحنة السالبة، مما يجعل فصل البروتونات اللاحقة أكثر صعوبة. هذا يؤثر على إمكانية معايرة هذه البروتونات، حيث يصعب معايرة البروتونات الضعيفة جداً.

مثال حمض الفوسفوريك (H_3PO_4):

المرحلة الأولى: $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ (K_{a1})

المرحلة الثانية: $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ (K_{a2})

المرحلة الثالثة: $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ (K_{a3})

$$K_{a1} (\text{H}_3\text{PO}_4) \approx 1.1 \times 10^{-2}$$

$$K_{a2} (\text{H}_2\text{PO}_4^-) \approx 7.5 \times 10^{-8}$$

$$K_{a3} (\text{HPO}_4^{2-}) \approx 4.8 \times 10^{-13}$$

لاحظ الانخفاض الكبير في قيم K_a مع كل مرحلة. هذا الانخفاض يوضح سبب صعوبة معايرة البروتون الثالث.

ملاحظة: كلما تزداد K_a يصبح المركب اكثر حامضية

Example (6):- The pH of blood is 7.40. What is the ratio of $[\text{HPO}_4^{2-}]/[\text{H}_2\text{PO}_4^-]$ in the blood (assume 25°C)? $K_a = 7.5 \times 10^{-8}$

Solution:



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{proton acceptor}]}{[\text{proton donor}]} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$7.40 = -\log 7.5 \times 10^{-8} + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

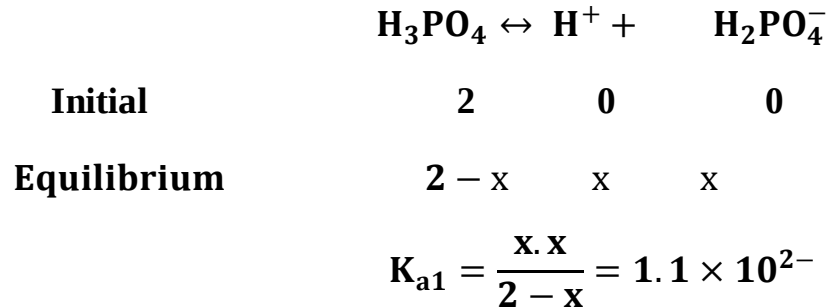
$$7.40 = 7.12 + \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$7.40 - 7.12 = \log \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

$$10^{0.28} = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = \frac{1.9}{1}$$

Example(7):- Calculate the pH of a **2 M** H_3PO_4 solution? Note (treat H_3PO_4 as a **monoprotic** acid)? $K_{a1} = 1.1 \times 10^{-2}$ (**0.011**)

Solution:



$$181 = \frac{2}{0.011} = K_{a1} \text{ الحل نقسم التركيز على } K_{a1}$$

The concentration is 181 times K_a , so $\rightarrow x$ can be neglected

In order to neglect x, C should be $\geq 100 K_a$, here, it is 181 times as large.

$$x^2 = 2 \times 0.011 = 0.022$$

$$x = \sqrt{0.022}$$

$$x = [\text{H}^+] = 0.148$$

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

$$\text{PH} = -\log 0.148$$

$$\text{PH} = 0.829$$

المثال التالي يحل بالقانون التالي : المعادلة التربيعية للحل (طريقة الدستور)

$$aX^2 + bX + c = 0$$

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

Calcworkshop.com

Example(8):- Calculate the pH of a 0.1M H_3PO_4 solution? Note (treat H_3PO_4 as a **monoprotic** acid)? $K_{a1} = 1.1 \times 10^{-2}$ (0.011)

Solution:



Initial 0.1 0 0

Equilibrium 0.1 - x x x

$$K_{a1} = \frac{x \cdot x}{0.1 - x} = 1.1 \times 10^{-2}$$

$$9 = \frac{0.1}{0.011} = K_{a1} \text{ الحل نقسم التركيز على } K_{a1} \text{ لمعرفة طريقة}$$

The concentration is only 9 times K_a so the **quadratic equation** is used:

$$K_{a1} = \frac{x \cdot x}{0.1 - x} = 1.1 \times 10^{-2} \rightarrow X^2 = 0.011X - 0.0011 \rightarrow -X^2 = 0.011X - 0.0011$$

In order to neglect x, C should be $\geq 100 K_a$, here, it is only 9 times. Therefore, use the quadratic equation to solve: $-x^2 + 0.011x - 1.1 \times 10^{-3} = 0$

لكي نهمل x ، يجب أن تكون قيمة $Ka \geq 100 C$ ، وهنا تكون أكبر بمقدار 10 مرات فقط . لذلك ، استخدم المعادلة التربيعية للحل (طريقة الدستور)

$$-x^2 + 0.011x - 0.0011 = 0$$

$$-ax^2 + bx - c = 0$$

$$a=1$$

$$b=0.011$$

$$c=-0.0011$$

$$\begin{aligned}
 X &= \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-0.011 \pm \sqrt{(0.011)^2 - 4(-1.1 \times 10^{-3})}}{2} \\
 &= \frac{-0.011 \pm \sqrt{0.000121 - 0.0044}}{2} \\
 &= \frac{-0.011 \pm \sqrt{0.004521}}{2} \\
 &= \frac{-0.011 \pm 0.0672}{2}
 \end{aligned}$$

$$= \frac{-0.011 + 0.0672}{2}$$

$$= \frac{0.0562}{2} = 0.0281$$

$$\begin{aligned}
 \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] = -\log 0.028 \\
 &= -0.45 = 1.55
 \end{aligned}$$

هذا هو الناتج الصحيح

$$= \frac{-0.011 - 0.0672}{2}$$

$$= \frac{-0.0782}{2} = -0.0391$$

$$\begin{aligned}
 \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\
 &= -\log(-0.0391)
 \end{aligned}$$

يهمل لايحوز سالب داخل لوغارتم

Salts of polyprotic (acids or bases)

Salts of polyprotic (acids or bases):-

1. Amphoteric salts:- H_2PO_4^- possesses both acidic and basic properties. That is, it is amphoteric. It ionizes as a weak acid and it also is a Bronsted base that hydrolyzes:-

المح الأمفوتيري (Amphoteric salt): هو الملح الذي يمكن أن يتفاعل كحمض أو كقاعدة، أي أنه يمتلك خصائص حمضية وقاعدية في نفس الوقت.

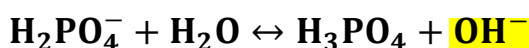
التأين: هو تحرر أيونات الهيدروجين. (H^+)

قاعدة برونستيد (Brønsted base): هي المادة التي تستقبل بروتونًا. (H^+)

بسبب قدرة H_2PO_4^- على التفاعل كحمض وكقاعدة، يُعتبر مادة أمفوتيرية. هذا السلوك ناتج عن قدرته على فقدان بروتون ليتحول إلى HPO_4^{2-} (سلوك حمضي)، أو استقبال بروتون ليتحول إلى H_3PO_4 (سلوك قاعدي). هذا السلوك مهم جدًا في الأنظمة البيولوجية والكيميائية، حيث يُستخدم H_2PO_4^- في تكوين المحاليل المنظمة التي تحافظ على درجة حموضة ثابتة.



$$K_{a2} = 7.5 \times 10^{-8} = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

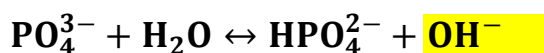


$$K_b = \frac{K_w}{K_{a1}} = \frac{[\text{H}_3\text{PO}_4][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]} = 9.1 \times 10^{-10}$$

2. Unprotonated salt in a fairly strong Bronsted base in solution and ionizes as follows:-

المح غير المُبرتن (Unprotonated salt): الملح غير المبرتن هو الملح الذي لا يحتوي على أيونات هيدروجين (H^+) قابلة للتأين بشكل مباشر. أيون الفوسفات (PO_4^{3-}) هو مثال على ذلك، حيث أنه الأنيون الناتج عن حمض الفوسفوريك (H_3PO_4) بعد فقدانه لجميع بروتوناته الثلاثة.

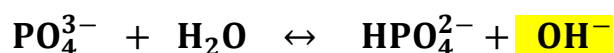
سلوك PO_4^{3-} في الماء: يحدث تفاعل تحلل مائي، حيث يتفاعل أيون الفوسفات مع الماء. هذا التفاعل يُنتج أيونات هيدروكسيد (OH^-)، مما يجعل المحلول قاعديًا.



$$K_b = \frac{K_w}{K_{a3}}$$

Example(9): Calculate the pH of 2.4 M Na_3PO_4 ? $K_a = 4.8 \times 10^{-13}$

Solution:



Initial	2.4	0	0
Equilibrium	$2.4 - x$	x	x

$$K_w = K_a \times K_b$$

$$1 \times 10^{-14} = 4.8 \times 10^{-13} \times K_b$$

$$K_b = 0.02$$

$$0.02 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{OH}^-]}{[\text{PO}_4^{3-}]}$$

$$0.02 = \frac{x^2}{2.4 - x}$$

$$120 = \frac{2.4}{0.02} = K_b \text{ على التركيز}$$

لمعرفة طريقة

The concentration is 120 times K_b , so $\rightarrow x$ can be neglected

In order to neglect x , C should be $\geq 100 K_a$, here, it is 120 times as large.

$$x^2 = 0.02 \times 2.4 = 0.048$$

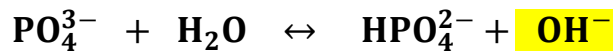
$$x = \sqrt{0.048}$$

$$x = [\text{H}^+] = 0.219$$

$$\text{PH} = -\log[\text{H}^+], \quad \text{PH} = -\log 0.219, \quad \text{PH} = 0.659$$

Example(10): Calculate the pH of 0.1M Na_3PO_4 ? $K_a = 4.8 \times 10^{-13}$

Solution:



Initial	0.1	0	0
Equilibrium	$0.1 - x$	x	x

$$K_w = K_a \times K_b$$

$$1 \times 10^{-14} = 4.8 \times 10^{-13} \times K_b$$

$$K_b = 0.02$$

$$0.02 = \frac{[\text{HPO}_4^{2-}][\text{OH}^-]}{[\text{PO}_4^{3-}]}$$

$$0.02 = \frac{x^2}{0.1 - x}$$

لمعرفة طريقة الحل نقسم التركيز على $5 = \frac{0.1}{0.02} = K_b$
 The concentration is only five 5 times K_b , so the **quadratic equation** is used:

$$0.02 = \frac{x \cdot x}{0.1 - x} \Rightarrow X^2 = 0.02X - 0.002 \Rightarrow X^2 = -0.02X + 0.002$$

$$x^2 + 0.02x - 0.002 = 0$$

$$ax^2 + bx - c = 0$$

$$a=1$$

$$b=0.02$$

$$c=-0.002$$

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$X = \frac{-0.02 \pm \sqrt{(0.02)^2 - 4(-0.002)}}{2} =$$

$$= \frac{-0.02 \pm \sqrt{0.0004 + 0.008}}{2}$$

$$= \frac{-0.011 \pm \sqrt{0.0084}}{2}$$

$$= \frac{-0.011 \pm 0.0916}{2}$$

$$= \frac{-0.02 + 0.0916}{2}$$

$$= \frac{0.0716}{2} = 0.0358$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log[\text{OH}^{\pm}] \\ &= -\log 0.0358 \\ &= 1.44 \end{aligned}$$

هذا هو الناتج الصحيح

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

$$\text{PH} = 12.56$$

$$= \frac{-0.011 - 0.0916}{2}$$

$$= \frac{-0.1161}{2} = -0.058$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log[\text{H}^+] \\ &= -\log(-0.058) \end{aligned}$$

يهمل لايحوز سالب داخل لو غارتم

Example (11):- The total carbon dioxide content ($\text{HCO}_3^- + \text{CO}_2$) in a blood sample is determined by acidifying the sample and measuring the volume of CO_2 evolved with a VanSlyke manometric apparatus. The total concentration was determined to be 28.5mmol/L. The blood pH at 37°C was determined to be 7.48. What is the concentration of HCO_3^- and CO_2 in the blood? $\text{pK}_{a1} = 6.10$

جهاز فان فان سلايك المانومتري VanSlyke manometric هو جهاز معلمي تاريخي يُستخدم لقياس كميات الغازات في السوائل البيولوجية، وخاصةً في الدم، ويعتمد على استخلاص الغازات وقياس حجمها بدقة باستخدام المانومتر. كان لهذا الجهاز دور كبير في تشخيص اضطرابات التوازن الحمضي القاعدي ومراقبة وظائف الجهاز التنفسي.

Solution:

Total carbon dioxide content ($\text{HCO}_3^- + \text{CO}_2$)

$$\text{pH} = \text{pK}_{a1} + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

$$7.48 = 6.10 + \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} = 1.38 = \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

$$10^{1.38} = \log \frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]}$$

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{CO}_2]} = 24$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 24[\text{CO}_2] \dots \dots (1)$$

$$\text{But, } [\text{HCO}_3^-] + [\text{CO}_2] = 28.5 \frac{\text{mmol}}{\text{L}} \dots \dots (2)$$

$$24[\text{CO}_2] + [\text{CO}_2] = 28.5$$

$$25[\text{CO}_2] = 28.5$$

$$[\text{CO}_2] = \frac{28.5}{25} = 1.14 \text{ mmol/L}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = 28.5 - 1.14 = 27.4 \text{ mmol/L}$$



VanSlyke manomertric apparatus