شكراً لتحميلك هذا الملف من موقع المناهج العمانية

ملخص شرح درس المحاليل المنظمة

تاريخ نشر الملف على موقع المناهج: 16-10-2023 14:59:48 | اسم المدرس: محمد إبراهيم محمد محمد

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر

روابط مواد الصف الثاني عشر على تلغرام

التربية الاسلامية	اللغة العربية	اللغة الانجليزية	الرياضيات

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر والمادة كيمياء في الفصل الأول

1	ملخص شرح درس قياس جهود الأقطاب القياسية
2	ملخص شرح درس جهود الأقطاب الكهربائية
3	نشاط أول
4	نشاط أول
5	شرح العلاقة بين Ka و Kb و Kw

بسم الله الرحمن الرحيم

الحمد لله والصلاة والسلام على سيدنا محمد

اعداد الأستاذ محمد إبراهيم محمد محمد

اللهم زدنى علما وفهما ياكاشف الاسرار ياعالم السر والخفيات أكشف لى الحجب عن وجوه العلوم والاسئلة حتى أطلع على حقيقتها وأحفظنى عن الخطأ او الضلالة وانت الموفق لكل أمر وأنت علام الغيوب
اللهم ارزقنى فهم النبيين وحفظ المرسلين والهام الملائكة المقربين بجاه سيدنا محمد صلى الله عليه وسلم

7-1 المحاليل المنظمة		
15-1	يعرّف المحلول المنظم ويشرح كيفية تحضيره.	• يعرّف مصطلح المحلول المنظّم. • يصف كيف يتم تحضير محلول منظّم ما.
16-1	يشرح، باستخدام المعادلات الكيميائية، كيف تتحكم المحاليل المنظمة بقيم pH.	• يستخدم المعادلات الكيميائية لشرح ما يحدث عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي إلى محلول منظّم. • يستخدم المعادلات الكيميائية لشرح ما يحدث عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية إلى محلول منظّم. • يصف مكونات المحاليل المنظّمة الحمضية والمحاليل المنظّمة القاعدية ويشرحها.
17-1	يحسب قيم pH للمحاليل المنظمة، مستخدمًا البيانات المعطاة المناسبة.	• يحسب قيمة pH لمحلول منظّم. • يحسب قيمة pH لمحلول منظم بعد إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية.
18-1	يصف استخدامات المحاليل المنظمة ويشرحها، بما فيها دور HCO_3^- في التحكم بقيمة pH في الدم.	• يحدد التطبيقات العملية للمحاليل المنظّمة. • يشرح كيف يتم التحكم بقيمة pH في الدم.

١-٧ المحاليل المنظّمة

الأهداف التعليمية

١-١٥ يعرّف المحلول المنظِّم، ويشرح كيفية تحضيره.

١-١٦ يشرح، باستخدام المعادلات الكيميائية، كيف تتحكم المحاليل المنظمة بقيم pH.

١-١٧ يحسب قيم pH للمحاليل المنظمة، مستخدمًا البيانات المعطاة المناسبة.

١-١٨ يصف استخدامات المحاليل المنظمة ويشرحها، بما فيها دور HCO_3^- في التحكم بقيمة pH في الدم.

١-٧ المحاليل المنظّمة

مصطلحات علمية

المحلول المنظَم **Buffer solution**:
هو محلول يقاوم التغير المفاجئ في قيمة الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمّيات قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية.

يتكوّن المحلول المنظم

حمض ضعيف وأحد أملاحه (قاعدته المرافقة)

ويسمّى محلولاً منظمًا حمضيًا.

قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها

يسمّى محلولاً منظمًا قاعديًا.

$$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

حمض الإيثانويك — أيون الإيثانوات

$$CH_3COONa(aq) \longrightarrow Na^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$$

إيثانوات الصوديوم — أيون الإيثانوات

عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي (أيونات H^+) إلى المحلول المنظم

تتحدد أيونات H^+ من الحمض المضاف مع أيونات $CH3COO^-$ الناتجة من المحلول المنظم

$$CH_3COO^- + H^+ \rightleftharpoons CH3COOH$$

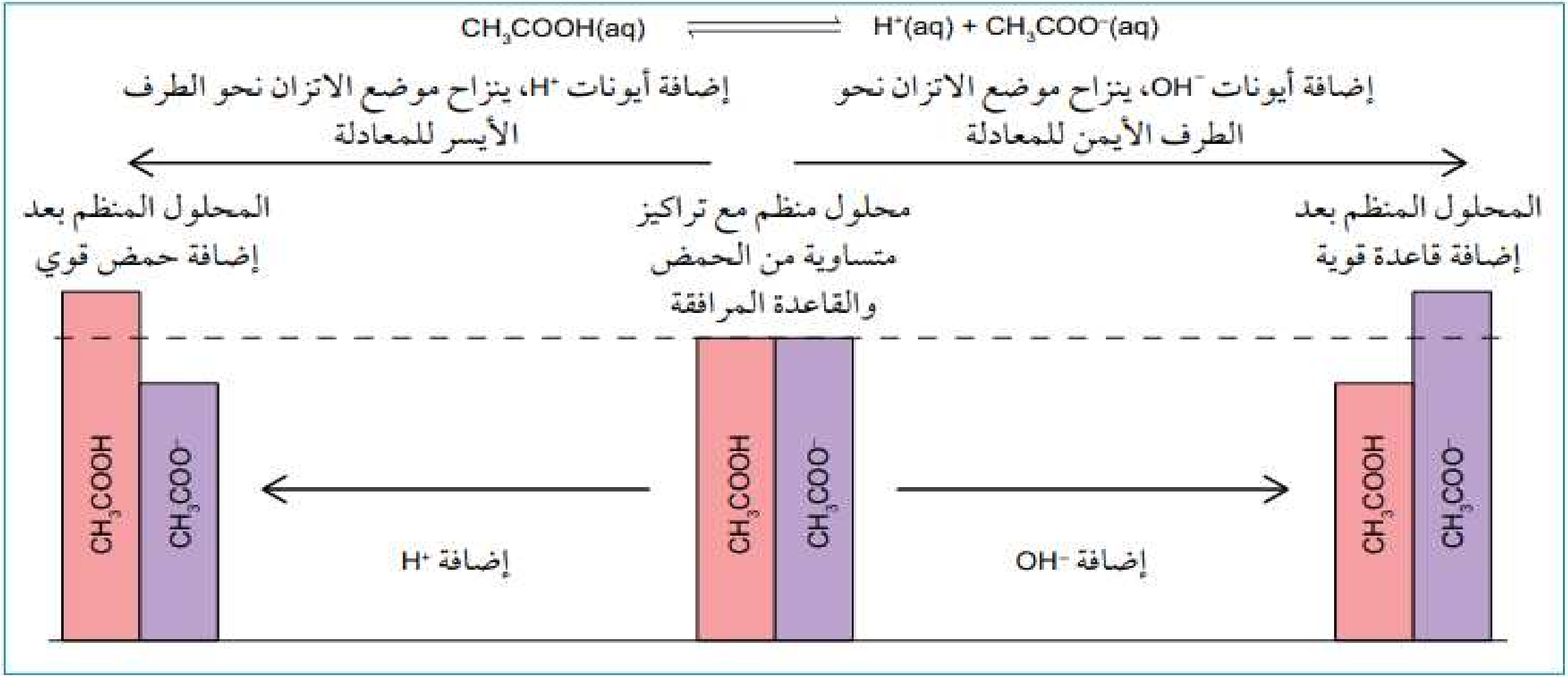
فيقل تركيز أيونات الهيدروجين الناتجة من الحمض المضاف فلايتغير قيمة pH

عند إضافة كمية قليلة من قاعدة قوية (أيونات (OH^-)) إلى المحلول المنظم

تتحد أيونات OH^- من القاعدة القوية المضافة مع أيونات H^+ من الحمض الضعيف

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

فيقل تركيز أيونات الهيدروكسيد الناتجة من القاعدة المضاف فلايتغير قيمة pH



الشكل ١–١٠ يوضح تأثير إضافة أيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد على قيمة pH لمحلول منظم من حمض الإيثانويك وأيونات الإيثانوات.

في المناطق غير الملوثة من الكرة الأرضية،

تمتلك مياه الأمطار قيمة pH تساوي 5.7.

يمكن لهذه المياه أن تسلك كمحلول منظم

فيحدّ من التغيرات في قيم pH لمياه الأمطار

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_2CO_3(aq)$$

$$H_2CO_3(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

إذا انخفض الرقم الهيدروجيني لمياه الأمطار

تتحد أيونات H^+ مع أيونات HCO_3^- وتتم إزالتها

تتفكك كمية أكبر من حمض الكربونيك

في المناطق الملوثة بسبب انبعاثات أكاسيد النيتروجين والكبريت الحمضية

لا يمكن لهذه المياه أن تسلك كمحلول منظم

لأن تراكيز H_2CO_3 و HCO_3^- المكونة له لا تكون مرتفعة

لذلك لاستطيع التغلب على التركيزات المرتفعة من التلوث الحمضي

أهمية المحاليل المنظمة

تؤدي المحاليل المنظمة دورًا مهمًا في الكثير من العمليات الصناعية التي تتضمن الطلاء الكهربائي وصناعة الأصباغ ومعالجة الجلود

ويعتمد الكثير من الكائنات الحية على المحاليل المنظمة للحفاظ على قيمة pH ثابتة في الأعضاء المختلفة من أجسامها

ففي جسم الإنسان

تُحفظ قيمة pH في الدم بين القيمتين 7.35 و7.45

بوساطة عدد من المحاليل المنظمة المختلفة الموجودة في الدم،

- أيونات الكربونات الهيدروجينية (HCO_3^-)
- الهيموجلوبين وبروتينات البلازما
- أيونات الفوسفات ثنائية الهيدروجين ($H_2PO_4^-$)
- أيونات الفوسفات الهيدروجينية (الفوسفات أحادية الهيدروجين) (HPO_4^{2-})

يقوم الأطباء بفحص قيم pH في الدم.

تزودهم بمعلومات تساعدهم على تحديد بعض المشكلات عمل بعض وظائف الجسم

تُطلق الخلايا الموجودة في أجسامنا ثاني أكسيد الكربون كمادة ناتجة عن عملية التنفس الهوائي (أكسدة الجلوكوز لتوفير الطاقة للجسم)

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

أيونات الكربونات الهيدروجينية

ويتم تحفيز هذا التفاعل بوساطة الإنزيم أنهايدراز كربونيك

فعندما يمر الدم عبر الأوعية الدموية الدقيقة الموجودة حول الرئتين،

تتحوّل أيونات الكربونات الهيدروجينية بسرعة إلى ثاني أكسيد الكربون وماء

حيث يتسرب ثاني أكسيد الكربون إلى داخل الرئتين.

لم تتم متابعة تركيز أيونات (H^+)

يؤدي إلى خفض قيمة pH في الدم

يسبب حموضة الدم

وقد يعطل الحمض بعض وظائف الجسم

ويؤدي في النهاية إلى الغيبوبة.

الاتزان بين ثاني أكسيد الكربون والكربونات الهيدروجينية أهم نظام

يعمل على تنظيم قيمة pH في الدم

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons H^+(aq) + HCO_3^-(aq)$$

فإذا ازداد تركيز أيونات (H^+):

- ينزاح موضع الاتزان إلى اليسار.
- تندمج أيونات (H^+) مع أيونات (HCO_3^-) لتكوين ثاني أكسيد الكربون والماء إلى أن تتم استفادة الاتزان مرة أخرى
- يقلل هذا من تركيز أيونات الهيدروجين في الدم، ويساعد بالتالي في الحفاظ على قيمة pH ثابتة.

وإذا انخفض تركيز أيونات (H^+):

- ينزاح موضع الاتزان إلى اليمين.
- يندمج ثاني أكسيد الكربون والماء لتكوين أيونات (H^+) و (HCO_3^-) إلى أن تتم استفادة الاتزان مرة أخرى.
- يزيد هذا من تركيز أيونات الهيدروجين في الدم، ونساعد بالتالي في الحفاظ على قيمة pH ثابتة.

سؤال

(٢٦) أ. يتكوّن أحد المحاليل المنظمة الموجودة في بلازما الدم من مخلوط من أيونات الفوسفات ثنائية الهيدروجين ($H_2PO_4^-$) وأيونات الفوسفات الهيدروجينية (أحادية الهيدروجين) (HPO_4^{2-}).

١. اكتب المعادلة الكيميائية الموزونة لتفاعل الاتزان الذي يحدث بين هذين الأيونين.

٢. حدد الحمض المرافق والقاعدة المرافقة في هذا المحلول المنظم.

١. $H_2PO_4^- \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H^+$

٢. يحتوي الحمض على بروتون واحد أكثر من القاعدة المرافقة له. لذا فإن الحمض هو $H_2PO_4^-$ والقاعدة المرافقة هي HPO_4^{2-}

ب. تؤدي إضافة أيونات الهيدروجين (H^+) إلى إزاحة موضع الاتزان نحو اليسار. يتحد Pro^- (البروتين الذي فقد البروتون) مع أيونات الهيدروجين الإضافية لتكوين HPro (البروتين الذي يمنح البروتون) حتى تتم استعادة الاتزان مرة أخرى. فإذا ما بقيت تراكيز البروتينات مرتفعة إلى حد ما، فلن تتغير قيمة pH كثيرًا.

سؤال

(٢٣) مخلوط مكوّن من محلول الأمونيا (NH_3) تركيزه 0.500 mol/L وكلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) تركيزه 0.500 mol/L يسلك كمحلول منظم.

أ. اشرح كيف يحد هذا المحلول المنظم من التغيرات في قيم pH عند إضافة كمية قليلة من كل مما يأتي:

١. محلول مخفف من حمض الهيدروكلوريك

٢. محلول مخفف من هيدروكسيد الصوديوم

ب. لماذا لا يسلك محلول مخفف يحتوي فقط على الأمونيا المائية كمحلول منظم؟ اشرح إجابتك.

$$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$$

١. عند إضافة حمض الهيدروكلوريك، تتحد أيونات H^+ المضافة مع أيونات OH^- في مخلوط الاتزان لتكوين الماء. فينزاح موضع الاتزان إلى اليمين لتعويض النقص في تركيز أيونات الهيدروكسيد لتحقيق الاتزان مرة أخرى. ونظرًا إلى وجود تراكيز مرتفعة نسبيًا من الأمونيا (القاعدة) وأيونات الأمونيوم (الحمض المرافق) الناتجة من كلوريد الأمونيوم مقارنةً بتركيز أيونات H^+ المضافة، فإن قيمة pH تتغير بشكل طفيف.

٢. عند إضافة هيدروكسيد الصوديوم، يزداد تركيز أيونات OH^- في المحلول، فينزاح موضع الاتزان نحو اليسار ليتكوّن المزيد من الأمونيا والماء. ونظرًا إلى وجود تراكيز مرتفعة نسبيًا من الأمونيا وأيونات الأمونيوم مقارنة بتركيز أيونات OH^- المضافة، فإن قيمة pH تتغير بشكل طفيف.

ب. تُعدّ الأمونيا قاعدة ضعيفة. فعند إضافة أيونات الهيدروكسيد (OH^-) مثلًا، ينزاح موضع الاتزان نحو اليسار. ولا يوجد ما يكفي من أيونات NH_4^+ في مخلوط الاتزان لإزالة أيونات OH^- المضافة.

وعند إضافة أيونات الهيدروجين (H^+) تتحد مع أيونات الهيدروكسيد (OH^-) لتكوين الماء، فينزاح موضع الاتزان في الاتجاه الأمامي، ولا يوجد ما يكفي من جزيئات الأمونيا (NH_3) لإزالة أيونات الهيدروجين (H^+) المضافة.

حساب قيمة الرقم الهيدروجيني pH لمحلول منظم

يمكن حساب قيمة pH لمحلول منظم حمضي إذا عرفنا ما يلي:

- قيمة K_a للحمض الضعيف.
- التراكيز عند الاتزان للحمض الضعيف وقاعدته المرافقة (الملح).

مهم

تذكّر أن: $[H^+] = K_a \times \frac{[\text{الحمض}]}{[\text{الملح}]}$

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[\text{الملح}]}{[\text{الحمض}]}$$

(٢٤) أ. احسب قيمة pH لكل من المحلولين المنظمين الآتيين:

١. مخلوط من حمض الميثانويك (HCOOH) 0.500 mol/L، وميثانوات الصوديوم (HCOONa) تركيزه 0.100 mol/L.

(K_a(HCOOH) = 1.6×10^{-4} mol/L)

٢. مخلوط من حمض البنزويك (C_6H_5COOH) تركيزه 0.0100 mol/L، وبنزوات الصوديوم (C_6H_5COONa) تركيزه 0.0400 mol/L.

($K_a(C_6H_5COOH) = 6.3 \times 10^{-5}$ mol/L)

$$[H^+] = K_a \times \frac{[HCOOH]}{[HCOO^-]}$$

$$[H^+] = 1.6 \times 10^{-4} \times \frac{0.500}{0.100}$$

$$= 8.00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log_{10} [H^+]$$

$$pH = -\log_{10} (8.00 \times 10^{-4}) = 3.10$$

$$[H^+] = 6.3 \times 10^{-5} \times \frac{(0.0100)}{(0.0400)}$$

$$= 1.58 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log_{10} [H^+]$$

$$= -\log_{10} (1.58 \times 10^{-5}) = 4.80$$

ب. كم عدد مولات إيثانوات الصوديوم (CH_3COONa) التي يجب إضافتها إلى 1.00 L من حمض الإيثانويك (CH_3COOH) تركيزه 0.100 mol/L للحصول على محلول منظم قيمة pH له تساوي 4.90؟

($K_a(CH_3COOH) = 1.74 \times 10^{-5}$ mol/L)

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

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

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

$$4.90 = -\log_{10}[H^+]$$

$$[H^+] = 1.26 \times 10^{-5}\ mol/L$$

$$[CH_3COO^-] = 1.74 \times 10^{-5} \times \frac{0.100}{1.26 \times 10^{-5}}$$

$$[CH_3COO^-] = 0.138\ mol/L$$

عدد المولات = التركيز × الحجم (L)

عدد المولات = $0.138 \times 1.00 = 0.138$ mol

(٢٥) ما قيمة pH لمحلول منظم تم تحضيره عن طريق خلط 100 mL من حمض الميثانويك (HCOOH) تركيزه 0.1 mol/L، مع 50 mL من ميثانوات الصوديوم (HCOONa) تركيزه 0.1 mol/L؟

(K_a(HCOOH) = 1.6 × 10^{-4} mol/L)

أ. 4.1 ب. 3.8

ج. 4.5 3.5

$$pKa = -\log 1.6 \times 10^{-4} = 3.8$$

$$pH = pK_a + \log_{10} \frac{[HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

$$pH = 3.8 + \log_{10} \frac{[0.033]}{[0.076]}$$

$$pH = 3.8 - 0.3 = 3.5$$

نشاط ١-٦ المحاليل المنظمة

١. اشرح المقصود بمصطلح المحلول المنظم.

هو محلول يقاوم التغير المفاجئ في قيمة الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كميات قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية.

٢. أكمل الجمل الآتية حول المحلول المنظم الموضح بالمعادلة الآتية:

$$C_3H_7COOH \rightleftharpoons C_3H_7COO^- + H^+$$

0.2 mol/L 0.2 mol/L

في هذا المحلول المنظم تكون القاعدة المرافقة **$C_3H_7COO^-$ / أيون البيوتانوات**.

عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي يزاح موضع الاتزان إلى ..... **اليسار** ..... لأن أيونات ..... **الهيدروجين** ..... التي يمنحها الحمض القوي تتحد مع أيونات ..... **البيوتانوات** ..... من المحلول المنظم.

لا ينخفض تركيز **$C_3H_7COO^-$ / أيون البيوتانوات** بشكل ملحوظ ولا يرتفع تركيز **C_3H_7COOH/ حمض البيوتانويك** بشكل ملحوظ لأن الحمض والقاعدة (الملح) موجودان كلاهما بتراكيز ..... **مرتفعة** ..... نسبيًّا. لا تتغير نسبة $[C_3H_7COO^-]$ إلى $[C_3H_7COOH]$ كثيرًا، لذا فإن قيمة pH ... **لا تتغير بشكل ملحوظ**..

٣. اكتب وصفًا مشابهًا لما يحدث عند إضافة كمية قليلة من مادة قلوية قوية إلى المحلول المنظم المذكور في السؤال ٢.

تؤدي إضافة مادة قلوية إلى إزاحة موضع الاتزان إلى اليمين، لأن أيونات الهيدروجين من الحمض تتحد مع أيونات OH^- من المادة القلوية.

لا ينخفض تركيز أيونات الهيدروجين بشكل كبير لأن المزيد من حمض البيوتانويك يتأيّن للحفاظ على الاتزان.

لا ينخفض تركيز C_3H_7COOH / حمض البيوتانويك بشكل كبير لأنه موجود بتركيز مرتفع نسبيًا.

لا تتغير كثيرًا نسبة تركيز $C_3H_7COO^-$ إلى تركيز C_3H_7COOH لذا لا يتغير pH بشكل كبير.

٤. يحتوي محلول على حمض البروبانويك C_2H_5COOH تركيزه 0.5 mol/L وبروبانوات الصوديوم C_2H_5COONa تركيزها 0.4 mol/L. احسب قيمة pH لهذا المحلول المنظم، إذا علمت أن ($K_a = 1.35 \times 10^{-5}$ mol/L).

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_5COO^-]}{[C_2H_5COOH]}$$

إعادة ترتيب العلاقة:

$$[H^+] = \frac{K_a \times [C_2H_5COOH]}{[C_2H_5COO^-]} = \frac{1.35 \times 10^{-5} \times 0.5}{0.4}$$

$$[H^+] = 1.69 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH = 4.8$$

٥. ما عدد مولات بروبانوات الصوديوم (C_2H_5COONa) التي يجب إضافتها إلى 1 L من محلول يحتوي على حمض البروبانويك (C_2H_5COOH) بتركيز 1.00 mol/L لتحضير محلول منظم قيمة pH له تساوي 5.2؟ ($K_a = 1.35 \times 10^{-5}$ mol/L)

حوّل الرقم الهيدروجيني pH إلى $[H^+]$:

$$[H^+] = 6.31 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$K_a = \frac{[H^+][C_2H_5COO^-]}{[C_2H_5COOH]}$$

إعادة ترتيب العلاقة:

$$[C_2H_5COO^-] = \frac{K_a \times [C_2H_5COOH]}{[H^+]} = \frac{(1.35 \times 10^{-5}) \times 1.00}{(6.31 \times 10^{-6})}$$

$$[C_2H_5COO^-] = 2.14 \text{ mol/L}$$

وبما أن حجم المحلول يساوي 1 L فإن عدد مولات بروبانوات الصوديوم تساوي 2.14 mol

٦. احسب قيمة pH لمحلول منظم يحتوي على 300 mL من حمض الإيثانويك CH_3COOH تركيزه 0.50 mol/L و 100 mL من إيثانوات الصوديوم CH_3COONa تركيزها 0.80 mol/L. إذا علمت أن ($K_a = 1.70 \times 10^{-5}$ mol/L).

يجب حساب التراكيز لأن كل محلول يخفف الآخر. الحجم الكلي 400 mL

$$[CH_3COOH] = 0.50 \times \frac{300}{400}$$

$$= 0.375 \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COO^-] = 0.80 \times \frac{100}{400}$$

$$= 0.200 \text{ mol/L}$$

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

إعادة ترتيب العلاقة:

$$[H^+] = \frac{K_a \times [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = \frac{(1.70 \times 10^{-5}) \times 0.375}{(0.200)}$$

$$[H^+] = 3.19 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH = 4.5$$

٧. أكمل الجمل الآتية حول التأثير المنظم لأيونات HCO_3^- في الدم باستخدام كلمات من القائمة أدناه.

$$H^+(aq) + HCO_3^-(aq) \rightleftharpoons CO_2(g) + H_2O(l)$$

ملاحظة (يمكن استخدام الكلمة أكثر من مرة أو يمكن عدم استخدامها على الإطلاق).

تراكيز	الاتجاه	الذائبَين	الفائض	الهيدروجين
الكربونات الهيدروجينية	pH	درجة الحرارة	حجوم	

تُحفظ قيمة pH في الدم ثابتة بوساطة التأثير المنظم لثاني أكسيد الكربون وأيونات ... الكربونات الهيدروجينية ... الذائبة في الدم. إذا كان الدم حمضيًّا ولو بشكل خفيف، فإن تركيز أيونات ..... الهيدروجين ..... يصبح أعلى قليلًا من التركيز المعتاد، فينزاح موضع الاتزان في ..... الاتجاه ..... الذي يزيل ..... الفائض ..... من أيونات الهيدروجين. لا يتغير تركيز كل من ... الكربونات الهيدروجينية ... وثاني أكسيد الكربون ..... الذائبَين ..... في الدم بشكل ملحوظ لأن كلَيهما يمتلكان ..... تراكيز ..... مرتفعة بشكل كاف لمنع التغيرات الطفيفة في قيم ..... pH .....

$PK_a = - \log_{10} K_a$

$PK_a = - \log_{10} 1.8 \times 10^{-5}$

$PK_a = 4.74$

(أ)

$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$

0.010 mol/L 0.010 mol/L

$pH = PK_a + \log_{10} \frac{[CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$

$pH = 4.74 + \log_{10} \frac{0.010}{0.010}$

$pH = 4.74$

(ب) بعد إضافة OH^- 0.004 M

يسير التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض H^+

$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$

يقل يزيد

0.010 - 0.004 = 6.0×10^{-3} mol/L

0.010 + 0.004 = 0.014 mol/L

$pH = 4.74 + \log_{10} \frac{0.014}{6.0 \times 10^{-3}}$

$pH = 4.74 + 0.37$

$= 5.11$

(ج) بعد إضافة: 0.006 M H^+

يسير التفاعل بالاتجاه العكسي للتخلص من H^+

$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$

يزيد يقل

0.010 + 0.006 = 0.0016 mol/L

0.010 - 0.006 = 4.0×10^{-3} mol/L

$pH = 4.74 + \log_{10} \frac{4.0 \times 10^{-3}}{0.0016}$

$pH = 4.74 - 0.60$

$= 4.14$

- أ. احسب الرقم الهيدروجيني لمحلول منظم مكون من الأمونيا تركيزها 0.24 مول/لتر وملح كلوريد الأمونيوم تركيزه 0.20 مول/لتر علماً بأن K_b للأمونيا يساوي 1.8×10^{-5}

ب. إذا تمت إضافة 0.005 مول من محلول NaOH إلى 0.5 لتر من المحلول المنظم أعلاه ، احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد الإضافة

ج. إذا تمت إضافة 0.006 مول/لتر من محلول HCl إلى 0.5 لتر من المحلول المنظم، احسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد الإضافة

$PK_b = - \log_{10} K_b$

$PK_b = - \log_{10} 1.8 \times 10^{-5}$

$PK_b = 4.74$

$PK_a = 14 - 4.74 = 9.26$

(أ)

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

0.24 mol/L 0.20 mol/L

$$pH = PK_a + \log_{10} \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]}$$

$$pH = 9.26 + \log_{10} \frac{0.24}{0.20}$$

$pH = 9.34$

(ب)

بعد إضافة OH^- 0.005 mol

$M_{OH^-} = n \times V$

$= 0.005 \text{ mol}/0.5 \text{ L}$

$= 0.01 \text{ mol/L}$

يسير التفاعل بالاتجاه العكسي للتخلص من OH^-

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

يزيد يقل

0.24 + 0.01 = 0.25 mol/L

0.20 - 0.01 = 0.19 mol/L

$$pH = 9.26 + \log_{10} \frac{0.25}{0.19}$$

$pH = 9.26 + 0.12 = 9.38$

(ج)

بعد إضافة: 0.006 M H^+

$M_{H^+} = n \times V$

$= 0.006 \text{ mol}/0.5 \text{ L}$

$= 0.012 \text{ mol/L}$

يسير التفاعل بالاتجاه الأمامي لتعويض OH^-

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

يقل يزيد

0.24 - 0.012 = 0.228 mol/L

0.20 + 0.012 = 0.212 mol/L

$$pH = 9.26 + \log_{10} \frac{0.228}{0.212}$$

$pH = 9.26 + 0.032 = 9.29$

٥. يكوّن مخلوط من حمض البيوتانويك (C_3H_7COOH) وبيوتانوات الصوديوم (C_3H_7COONa) محلولًا منظمًا. ويتم تمثيله بمعادلة الاتزان الآتية:

$$C_3H_7COOH \rightleftharpoons C_3H_7COO^- + H^+$$

أ. صف ما يحدث لقيمة pH لهذا المحلول عند إضافة كمية قليلة من مادة قلوية قوية واشرحه.

ب. احسب قيمة pH لمحلول يحتوي على 50 mL من حمض البيوتانويك (C_3H_7COOH) تركيزه 0.2 mol/L و 150 mL من بيوتانوات الصوديوم (C_3H_7COONa) تركيزها 0.4 mol/L. ($K_a = 1.5 \times 10^{-5}$ mol/L).

أ. ينزاح موضع الاتزان إلى اليمين لأن أيونات OH^- تتفاعل مع أيونات H^+ لتكوين جزيئات الماء.

يتأيّن حمض البيوتانويك لاستعادة الاتزان مرة أخرى.

لا تتغير تراكيز حمض البيوتانويك وأيونات البيوتانوات كثيرًا.

لذلك لا تزداد قيمة pH كثيرًا / تبقى ثابتة (إلى حد ما).

حجم المخلوط = 200 mL

تركيز حمض البيوتانويك:

$$[C_3H_7COOH] = 0.2 \times \frac{50}{200} = 0.05 \text{ mol/L}$$

تركيز البيوتانوات:

$$[C_3H_7COONa] = [C_3H_7COO^-] = 0.4 \times \frac{150}{200}$$

$$= 0.30 \text{ mol/L}$$

إعادة ترتيب العلاقة:

$$[H^+] = \frac{K_a \times [C_3H_7COOH]}{[C_3H_7COO^-]}$$

$$[H^+] = \frac{(1.50 \times 10^{-5}) \times 0.05}{0.3}$$

$$= 2.5 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

$$pH = 5.6$$

٦. صف دور الأيونات HCO_3^- في التحكم بقيمة pH في الدم. ضمّن إجابتك المعادلة ذات الصلة.

أيونات الهيدروجين الناتجة أو المتكوّنة في الدم تعمل على خفض قيمة pH في الدم. وهذا قد يسبب خللًا في وظائف الإنزيمات أو في وظائف الجسم. تتحد أيونات الكربونات الهيدروجينية مع أيونات الهيدروجين الأمر الذي يؤدي إلى تثبيت قيمة pH في الدم

$$CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons HCO_3^-(aq) + H^+(aq)$$

٩ لماذا لا تتغير قيمة pH لمحلول يحتوي على حمض البروبانويك تركيزه 0.100 mol/L، وبروبانوات الصوديوم تركيزها 0.100 mol/L بشكل ملحوظ عند إضافة كمية قليلة من حمض الهيدروكلوريك؟ اشرح إجابتك.

يحتوي المحلول المنظم على زوج مترافق من حمض ضعيف وقاعدة مرافقة.

$$C_2H_5COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + C_2H_5COO^-(aq)$$

يتّحد الحمض المضاف مع أيونات البروبانوات لتكوين حمض البروبانويك غير المتأيّن فينزاح موضع الاتزان نحو اليسار عند إضافة المزيد من أيونات الهيدروجين (من حمض الهيدروكلوريك)، لذلك سيكون التغير ضئيلًا في تراكيز الحمض غير المتأيّن والقاعدة المرافقة، وبالتالي لا تتغير قيمة pH بشكل ملحوظ.

١٠ محلول منظم يحتوي على حمض الإيثانويك (CH_3COOH) تركيزه 0.100 mol/L، وإيثانوات الصوديوم (CH_3COONa) تركيزها 0.100 mol/L.

(K_a (CH_3COOH) = 1.74×10^{-5} mol/L)

أ. احسب قيمة pH للمحلول المنظم.

ب. كم عدد مولات إيثانوات الصوديوم (CH_3COONa) التي يجب إضافتها إلى 2.00 L من حمض الإيثانويك (CH_3COOH) تركيزه 0.0100 mol/L لتحضير محلول منظم قيمة pH له تساوي 5.40؟

أ. أعد ترتيب علاقة ثابت الاتزان لحساب $[H^+]$:

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

$$[H^+] = 1.74 \times 10^{-5} \times \frac{0.100}{0.100}$$

$$= 1.74 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

$$= -\log_{10}(1.74 \times 10^{-5}) = 4.76$$

ب. أعد ترتيب علاقة ثابت الاتزان لحساب تركيز القاعدة المرافقة (الإيثانوات):

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

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

الحصول على $[H^+]$:

$$pH = -\log_{10}[H^+]$$

$$[H^+] = 3.98 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$$

استخدم علاقة ثابت الاتزان:

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

$$[CH_3COO^-] = 1.74 \times 10^{-5} \times \frac{0.0100}{3.98 \times 10^{-6}}$$

$$[CH_3COO^-] = 0.0437 \text{ mol/L}$$

عدد المولات = التركيز × الحجم بوحدة L

عدد المولات = $0.0437 \times 2 = 0.0874$ mol

١١ محلول منظم حجمه 200 mL يتكوّن من 6.00 g من حمض الإيثانويك (CH_3COOH) و 12.3 g من إيثانوات الصوديوم (CH_3COONa).

(قيم A_r: H = 1.0، C = 12.0، O = 16.0، Na = 23.0)

K_a (CH_3COOH) = 1.74×10^{-5} mol/L

أ. احسب تركيز حمض الإيثانويك في هذا المحلول المنظم.

ب. احسب تركيز إيثانوات الصوديوم في هذا المحلول المنظم.

ج. احسب قيمة pH لهذا المحلول المنظم.

د. لماذا تتغير قيمة pH لهذا المحلول بشكل طفيف إذا أُضيفت إليه كميات قليلة من أيونات الهيدروجين أو أيونات الهيدروكسيد؟ اشرح إجابتك.

أ. التركيز = $\frac{\text{عدد المولات}}{\text{الحجم (L)}}$

عدد المولات في 6.00 g من حمض الإيثانويك

$n = \frac{6.00}{60.0} = 0.100$ mol

التركيز = $\frac{0.100}{0.200} = 0.500$ mol/L

ب. عدد المولات في 12.3 g من إيثانوات الصوديوم

$n = \frac{12.3}{82.0} = 0.15$ mol

التركيز = $\frac{0.150}{0.200} = 0.750$ mol/L

ج. $[H^+] = K_a \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$

$[H^+] = 1.74 \times 10^{-5} \times \frac{0.500}{0.750}$

$= 1.16 \times 10^{-5}$ mol/L

$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}(1.16 \times 10^{-5}) = 4.94$

د. معادلة الاتزان:

$CH_3COOH(aq) \rightleftharpoons H^+(aq) + CH_3COO^-(aq)$

تُزال أيونات H^+ المضافة لأنها تتفاعل مع أيونات الإيثانوات لتكوين جزيئات من حمض الإيثانويك غير المتأينة (ينزاح موضع الاتزان نحو اليسار)؛

وتُزال أيونات OH^- المضافة لأنها تتفاعل مع أيونات H^+ لتكوين جزيئات من الماء وينزاح موضع الاتزان نحو اليمين لتكوين المزيد من أيونات الإيثانوات؛

وتبقى كميّات كبيرة نسبيًا من حمض الإيثانويك غير المتأين وأيونات الإيثانوات في المحلول، لذلك تتغير قيمة pH بشكل طفيف.