

الفصل الثاني

الاتزان الأيوني

obeikandi.com

أولاً: أسئلة وأجوبتها

س- عرف: الإلكتروليت؟

ج- هو تلك المادة، التي عند إذابتها فى الماء، تكون محلولا له القدرة على توصيل التيار الكهربى. ويعرف محلول هذه المادة بـ "المحلول الإلكتروليتى". أي: هي المادة التي يوصل محلولها التيار الكهربى. وترجع قدرة هذا المحلول للتوصيل الكهربى إلى تفكك الإلكتروليت إلى أيونات تتحرك وتحمل التيار الكهربى أثناء حركتها.

س- اذكر أنواع الإلكتروليتات؟

ج- تنقسم الإلكتروليتات إلى نوعين، وهما: إلكتروليتات قوية وإلكتروليتات ضعيفة.

س- عرف الإلكتروليتات القوية، مع ذكر أمثلة؟

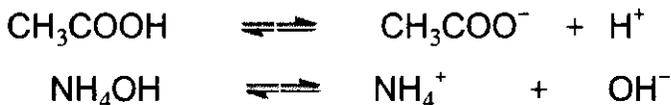
هي المواد التي تتفكك تفككا (تتأين تأينا) كاملا فى محاليلها المائية. وقد تكون هذه المواد حمض أو قاعدة أو ملح:
مثال: حمض الهيدروكلوريك HCl ، وهيدروكسيد الصوديوم NaOH ، وكلوريد الكالسيوم CaCl₂ ، والتي يمكن التعبير عن تفككها بمعادلات ذات اتجاه واحد، كما يأتي:



س- عرف الإلكتروليتات الضعيفة، مع ذكر أمثلة؟

ج- هي المواد التي تتفكك تفككا (تتأين تأينا) جزئيا، أى إن تفككها يكون غير تام. وقد تكون هذه المواد أحماضا، مثل: حمض الخليك CH₃COOH وحمض

الفوسفوريك H_3PO_4 ، أو تكون قواعد، مثل: هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH .
والتي يمكن التعبير عن تفككها بمعادلات ذات اتجاهين، كما يأتي:

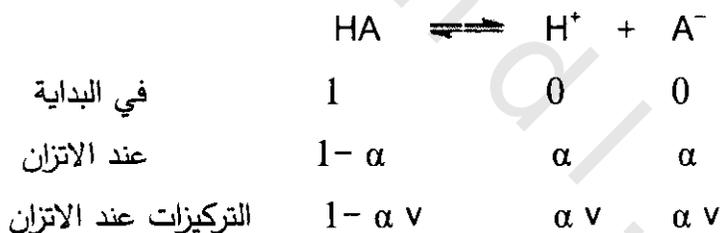


س - اذكر نص قانون أوستفالد للتخفيف

ج- ينص علي: "تناسب درجة تفكك الإلكتروليت الضعيف تناسباً عكسياً مع تركيزه". وهي علاقة تربط بين درجة تفكك الإلكتروليت الضعيف وبين ثابت تفككه.

س- وضح كيف يمكن استنتاج (اشتقاق) قانون أوستفالد لإلكتروليت ضعيف؟

ج- نفرض أنه لدينا واحد مول من إلكتروليت ضعيف "HA" في حجم قدره "V"، وأن درجة تفككه هي "α"، فإنه يمكن التعبير عن تفكك هذا الإلكتروليت، طبقاً للمعادلة التالية:



وبتطبيق قانون فعل الكتلة، فإن ثابت تفكك الحمض الضعيف هو:

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{\alpha v \cdot \alpha v}{1 - \alpha v}$$

$$K_a = \alpha^2$$

س- عرف الحاصل الأيوني للماء؟

ج- هو حاصل ضرب تركيز أيون الهيدروجين وتركيز أيون الهيدروكسيل، ويرمز

له بالرمز K_w ، وهو يساوي قيمة ثابتة مقدارها 10^{-14} .

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

س- وضح كيف يمكن اشتقاق أن : $K_w = [H^+][OH^-]$ ؟

ج- يعد الماء النقي إلكتروليتا ضعيفا، وهو موصل ضعيف للتيار الكهربائي، وهو يتفكك (يتأين) طبقا للمعادلة التالية:



حيث أن H_3O^+ هو أيون الهيدرونيوم، وهو عبارة عن أيون الهيدروجين $[H^+]$ ذائبا في جزيء ماء. وعلي ذلك، فإنه يمكن كتابة المعادلة السابقة في الصورة البسيطة التالية:



وحيث إن الماء عبارة عن إلكتروليت ضعيف، وأن تفككه يمثل تفاعلا متزنا، فإنه يمكن تطبيق قانون فعل الكتلة في هذه الحالة، حيث يمكن حساب ثابت الاتزان (K_i) لتفكك الماء من المعادلة التالية:

$$K_i = [H^+] + [OH^-] / [H_2O]$$

$$K_i \times [H_2O] = [H^+] [OH^-]$$

وحيث إن الماء إلكتروليتا ضعيفا؛ أي إن الجزء الذي يتفكك منه صغيرا جدا، فإنه يمكن اعتبار أن تركيز الماء وكأنه ثابت؛ أي إن: $[H_2O] =$ ثابت، وبالتالي يمكن وضع العلاقة السابقة في الصورة التالية:

$$K_i \times \text{ثابت} = [H^+] [OH^-]$$

وحيث إن K_i ثابت قيمته $(1.8 \times 10^{-16} \text{ mol L}^{-1})$ ، وتركيز الماء $[H_2O]$ ثابت أيضا قيمته $(55.5 \text{ mol L}^{-1})$ ، فإن حاصل ضربيهما هو 10^{-14} وهو مقدار ثابت نرسم له بالرمز " K_w "، وهو ما يعرف بثابت تفكك الماء، أو الحاصل الأيوني

للماء، ويعبر عنه بالمعادلة:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

س- عرف الأس (الرقم) الهيدروجيني؟

ج- هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروجين في المحلول.

$$pH = -\log [H^+]$$

س- عرف: الأس الهيدروكسيلي؟

ج- هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروكسيل في المحلول.

$$pOH = -\log [OH^-]$$

س- اذكر العلاقة بين pH و pOH؟

ج- العلاقة بين pH و pOH تحددها المعادلة التالية:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$pH + pOH = 14$$

س- استنتج العلاقة بين pH و pOH؟

ج- من تعريف الحاصل الأيوني للماء، فإن:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

وبأخذ اللوغاريتم لطرفي المعادلة، نحصل على:

$$\log[H^+] + \log [OH^-] = \log 10^{-14} = -14 \log 10$$

$$\log 10 = 1$$

وحيث أن

فإن المعادلة السابقة تقول إلي:

$$\log[H^+] + \log [OH^-] = -14 \log$$

ويضرب طرفي المعادلة في (-1)، فإننا نحصل علي:

$$-\log[H^+] + (-\log [OH^-]) = -14$$

ولكن، من تعريف كلا من الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي:

$$pH = -\log [H^+] \quad \text{و} \quad pOH = -\log [OH^-]$$

وبالتعويض عن هذه القيم في المعادلة السابقة، فإننا نحصل علي المعادلة التالية:

$$pH + pOH = 14$$

أي إن مجموع الرقم الهيدروجيني والرقم الهيدروكسيلي يساوي مقدارا ثابتا وهو 14. وإذا عرفت قيمة أحدهما، يمكن بواسطة العلاقة السابقة حساب قيمة الآخر.

س- وضح كيف يمكن حساب تركيز أيون الهيدروجين في محلول بمعلومية الرقم الهيدروجيني له؟

ح- من تعريف الرقم الهيدروجيني، فإن:

$$pH = -\log [H^+]$$

وبأخذ عكس اللوغاريتم للعلاقة السابقة، فإنه يمكن كتابة المعادلة السابقة علي الصور التالية:

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

س- وضح طبيعة العلاقة بين pH و pOH؟

ج- نتضح العلاقة علي النحو التالي:

أ- في حالة:

$$[H^+] = [OH^-]$$

$$= 10^{-7}$$

فإن المحلول يكون ذا صفة متعادلة (محلول متعادل)

وتكون $pH = 7$ للمحلول المتعادل

ب- في حالة:

$$[H^+] > [OH^-]$$

$$> 10^{-7}$$

$$\sim 10^{-6}, 10^{-5}, 10^{-4} \dots 10^{-1}$$

فإن المحلول يكون ذا صفة حامضية (محلول حمضى) ، وتكون $pH < 7$ للمحلول الحمضى.

(ج) في حالة:

$$[H^+] < [OH^-]$$

$$< 10^{-4}$$

$$\sim 10^{-1}, 10^{-9}, \dots 10^{-14}$$

فإن المحلول يكون ذا صفة قاعدية (محلول قاعدى) وتكون $pH > 7$ للمحلول القاعدى

س- تكلم عن المحاليل المنظمة، موضحا مما تتكون؟

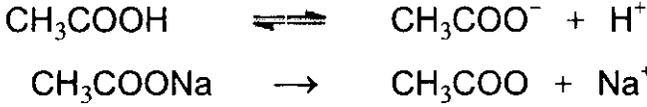
هى تلك المحاليل التى تقاوم التغير فى الرقم الهيدروجينى، من خلال إعادة تنظيم نفسها داخليا، بحيث يبقى الرقم الهيدروجينى ثابتا دون تغير.

والمحلول المنظم - بصفة عامة- يتكون من حمض ضعيف وأحد أملاحه، مثل: حمض الخليك وخلات الصوديوم، أو من قاعدة ضعيفة وأحد أملاحها، مثل: هيدروكسيد الأمونيوم وكلوريد الأمونيوم.

س- وضح تأثير إضافة قليل من حمض قوي أو قاعدة قوية إلى محلول منظم؟

ج- عند إضافة قليل من حمض قوي أو قاعدة قوية إلى محلول منظم، مثل:

(حمض الخليك وخلات الصوديوم)، فإن الـ pH لذلك المحلول المنظم تبقى تقريبا ثابتة. ويمكن تفسير ذلك علي النحو التالي:



وكما هو واضح، فإن حمض الخليك (CH_3COOH) وهو حمض ضعيف قد تفكك جزئيا، ونشأت حالة بين الأيونات الناتجة والجزء غير المتفكك من الحمض، بينما نجد أن ملح خلات الصوديوم (CH_3COONa) قد تفكك كلية إلي أيوناته (تعد معظم الأملاح إلكتروليات قوية). وعند إضافة قليل من حمض الهيدروكلوريك (HCl)، وهو حمض قوي، فإنه يتفكك في المحلول كلية إلي أيوناته:



وهكذا، نجد أن أيونات الهيدروجين (H^+) قد زادت في المحلول نتيجة تفكك الحمض. ونتيجة لذلك، فإن حالة اتزان الحمض سوف تختل، وطبقا لمبدأ لوشاتيليه فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يعاكس فعل المؤثر؛ أي الاتجاه الذي يقل فيه تركيز (H^+)، وهو الاتجاه الخلفي؛ حيث تختفي كمية من أيونات الهيدروجين نتيجة اتحادها مع أيونات الخلات. وهكذا، يبقى تركيز أيون الهيدروجين في المحلول تقريبا ثابتا، وبالتالي تبقى قيمة الـ pH للمحلول تقريبا ثابتة.

أما عند إضافة قليل من قاعدة قوية، مثل: هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)، فإنها قاعدة قوية وهي تتفكك في المحلول كلية طبقا للمعادلة التالية:



ونجد أن الهيدروكسيل الناتجة شرهة جدا لأيونات الهيدروجين (الموجودة في حالة

اتزان في معادلة تفكك حمض الخليك)، حيث تتحد معها لتكون جزيئات الماء المتعادلة. وهكذا، يقل تركيز أيون الهيدروجين، حيث يحدث خلل في اتزان حمض الخليك، وطبقا لمبدأ لوشاتيليه يسير التفاعل في الاتجاه الذي يزيد من تركيز أيون الهيدروجين، حيث يتفكك جزء من الحمض، وينتج عن تفككه ايونات الهيدروجين التي تعوض تلك التي اتحدت من أيون الهيدروكسيل. وهكذا، يبقى تركيز أيون الهيدروجين في المحلول ثابت، حيث تبقي قيمة الـ pH للمحلول ثابتة تقريبا.

س- اذكر العلاقة بين pH و pK_a (لمحلول منظم)؟

ج- العلاقة بين pH و pK_a (لمحلول منظم) تحدها العلاقة التالية:

$$pH = pK_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

أو

$$\log [H^+] = \log K_a + \log \frac{[salt]}{[acid]}$$

س- وضح طبيعة العلاقة بين pH و pK_a لمحلول منظم؟

ج- تتضح العلاقة علي النحو التالي:

أ- عندما تكون النسبة $\frac{[salt]}{[acid]} = 1.0$ ، فإن: $pH = pK_a$

ب- عندما تكون النسبة $\frac{[salt]}{[acid]} = 0.1$ ، فإن: $pH = pK_a - 1$

ج- عندما تكون النسبة $\frac{[salt]}{[acid]} = 10.0$ ، فإن: $pH = pK_a + 1$

ومن ذلك يتضح، أنه يمكن تحضير عدة محاليل منظمة، تختلف في قيمة الـ pH لها بالتحكم في نسبة $\frac{[salt]}{[acid]}$ في المحلول المنظم.

س- عرف: الأدلة، موضحاً أنواعها، واستخداماتها؟

هي عبارة عن أحماض أو قواعد عضوية ضعيفة ملونة أو غير ملونة، يتغير لونها حسب المدى الهيدروجيني الموجودة فيه.

وتستخدم الأدلة في عمليات المعايرة بين الأحماض والقواعد لتعيين نقطة التعادل (التكافؤ). ولكل دليل مدى للرقم الهيدروجيني يتغير لون الدليل خلاله، ولذلك يجب اختيار الدليل المناسب لكل عملية معايرة.

ويوضح الجدول التالي، أمثلة لبعض الأدلة المستخدمة في عمليات المعايرة وألوانها في الوسط الحمضي والوسط القاعدي، ومدى الرقم الهيدروجيني الذي يتغير عنده لون الدليل المستخدم.

بعض الأدلة المستخدمة في عمليات المعايرة

م	الدليل	رمزه	نوعه	لونه في الوسط الحمضي	لونه في الوسط القاعدي	مدى الرقم الهيدروجيني لتغيير اللون	نوع المعايرة المستخدم فيها الدليل
1	فيثول فيثالين	ph.ph	حمض ضعيف	عديم اللون	أحمر وردي	10.5-8.3	حمض قوى + قاعدة قوية حمض ضعيف + قاعدة قوية
2	ميثيل البريتقالي	M.O.	قاعدة ضعيفة	أحمر	أصفر	4.4-3.1	حمض قوى + قاعدة قوية حمض قوى + قاعدة ضعيفة
3	الميثيل الأحمر	M.R.	قاعدة ضعيفة	أحمر	أصفر	6.3-4.2	حمض قوى + قاعدة قوية
4	عباد الشمس	L.P	قاعدة ضعيفة	أحمر	أزرق	7-5	حمض قوى + قاعدة قوية

س- وضح ميكانيكية عمل دليل الفينول فيثالين في الأوساط الحمضية والقاعدية؟

ج- دليل الفينول فيثالين هو عبارة عن حمض عضوي ضعيف، نرسم له بالرمز (HIn)، وهو يتفكك طبقا للمعادلة التالية:



(وردي) (عديم اللون)

الدليل نفسه عديم اللون، وحيث أنه حمض ضعيف فإن تأينه يكون ضعيفا، ويكون تركيز الأيونات الملونة (HIn) الناتجة من تأينه يكون قليلا وغير كاف لتلوين المحلول، فيبدو عديم اللون. ولكن، وفي حالة وجود الدليل في وسط حمضي، حيث يكون تركيز أيون الهيدروجين كبيرا نسبيا، فإن الاتزان في المعادلة السابقة سوف يختل، وطبقا لمبدأ لوشاتيليه، يسير التفاعل في الاتجاه الذي يقلل من تركيز H^+ ، وهو الاتجاه الخلفي وهو اتجاه تكوين HIn غير المتأين (عديم اللون)، وبالتالي يكون الدليل عديم اللون في الوسط الحمضي.

أما في حالة وجود الدليل في وسط قاعدي، حيث يكون تركيز (OH^-) كبير نسبيا، فإن أيونات (OH^-) تتحد مع أيونات (H^+) لتكوين الماء، حيث يقل تركيز (H^+) في المحلول. ونتيجة ذلك، يختل الاتزان، وطبقا لمبدأ لوشاتيليه يسير التفاعل في الاتجاه الذي يزيد من تركيز H^+ وهو الاتجاه الأمامي؛ حيث يتفكك الدليل (HIn)، حيث تزداد تركيزات أيونات (In) الملونة في المحلول بالدرجة التي تلون المحلول باللون الوردي (حيث يصير لون الدليل وردي اللون في الوسط القاعدي).

س- وضع ميكانيكية تأثير الأيون المشترك؟

ج- نفرض أنه لدينا محلول إلكتروليت ضعيف، مثل: حمض الخليك، والذي يتفكك طبقا للمعادلة:



فإذا أضفنا إلي هذا المحلول إلكتروليتا قويا، يحتوي علي أحد أيونات الحمض الضعيف (أيون مشترك بين الحمض الضعيف والإلكتروليت القوي)، مثل: ملح خلات الصوديوم والذي يتفكك طبقا للمعادلة:



وهكذا، فإن تركيز أيون الخلات CH_3COO^- سوف يزداد في المحلول، مما يؤدي إلي اختلال الاتزان الموجود في معادلة تفكك الحمض الضعيف، وطبقا لمبدأ لوشاتيليه، فإن التفاعل يسير في الاتجاه الذي يقلل من تركيز أيون الخلات، أي إن التفاعل يسير في الاتجاه الخلفي؛ حيث يتحد أيون الخلات مع أيون الهيدروجين ليكونا الحمض غير المتأين، مما يؤدي إلي زيادة تركيز الحمض غير المتأين، وتكون المحصلة النهائية هي خفض تأين الحمض الضعيف. ويطلق علي خفض تأين إلكتروليت ضعيف نتيجة إضافة أحد أيوناته في محلوله تعبير تأثير "فعل" الأيون المشترك.

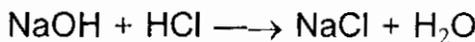
س- تكلم عن التحلل المائي للأملح (التميؤ)، موضحا أهم أنواع التميؤ؟

ج- يعرف التحلل المائي للملح بأنه: "تفاعل الماء مع الملح أو أحد شقيه".

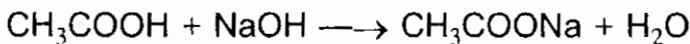
وحيث إن كل ملح من الأملاح يتكون من شق حمضى وآخر قاعدى، لهذا فقد يكون المحلول الناتج حمضيا أو متعادلا أو قاعديا - بالنسبة لعباد الشمس - تبعا لنوع الملح المذاب.

ويمكن تقسيم الأملاح، حسب طريقة تكوينها (الملح يتكون من تعادل حمض مع قاعدة)، إلى أربعة أنواع:

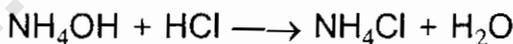
1- ملح ناتج من تعادل حمض قوى مع قاعدة قوية (NaCl)



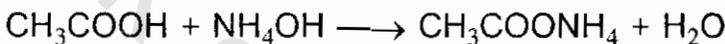
2- ملح ناتج من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة قوية (CH₃COONa)



3- ملح ناتج من تعادل حمض قوى مع قاعدة ضعيفة (NH₄Cl)

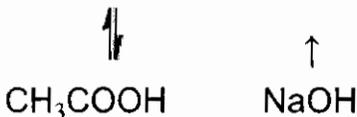
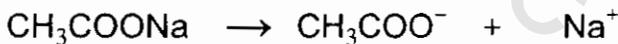


4- ملح ناتج من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة (CH₃COONH₄)



س- وضح حال المحلول الناتج عن تميؤ ملح مشتق من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة قوية؟

ج- ملح خلات الصوديوم (CH₃COONa) هو مثال لهذا النوع من الأملاح؛ فهو ناتج عن تعادل حمض الخليك (CH₃COOH) مع هيدروكسيد الصوديوم (NaOH). وملح خلات الصوديوم يتفكك كلية إلي أيوناته في الماء، بينما يتفكك الماء جزئياً طبقاً للمعادلتين التاليتين:

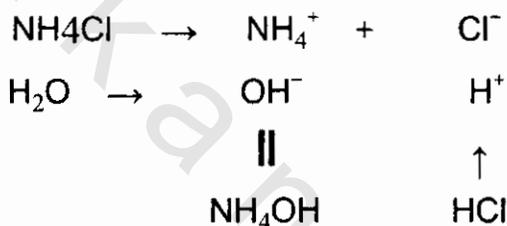


ف نجد أن أيونات Na⁺ لا تتحد مع أيونات OH⁻، وبالتالي يبقى تركيز OH⁻ ثابتاً في المحلول، بينما تتحد بعض أيونات H⁺ مع أيونات CH₃COO⁻ لتكوين

حمض الخليك غير المتفكك، وبالتالي يقل تركيز H^+ عن تركيز OH^- ، أي إن $[OH^-] > [H^+]$ ، وبالتالي يكتسب المحلول الصفة القاعدية.

س- وضع حال المحلول الناتج عن تميؤ ملح مشتق من تعادل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة؟

ج- ملح كلوريد الأمونيوم (NH_4Cl) هو مثال لهذا النوع من الأملاح؛ فهو ناتج عن تعادل حمض الهيدروكلوريك (HCl) مع هيدروكسيد الأمونيوم (NH_4OH).
وملح كلوريد الأمونيوم يتفكك كلية إلي أيوناته في الماء، بينما يتفكك الماء جزئياً طبقاً للمعادلتين التاليتين:

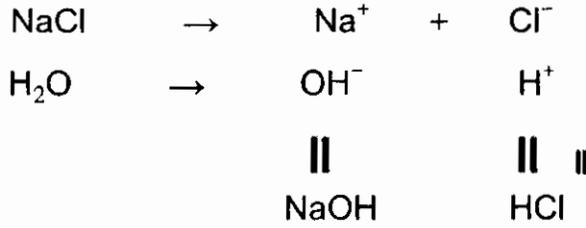


وكما هو معروف، فإن أيونات H^+ لا تتحد مع أيونات Cl^- (لأن حمض HCl إلكتروليت قوي يتفكك كلية)، وبالتالي يبقى تركيز H^+ ثابتاً في المحلول، بينما تتحد بعض أيونات OH^- مع أيونات NH_4^+ لتكوين هيدروكسيد الأمونيوم غير المتفكك، وبالتالي يقل تركيز أيونات OH^- عن تركيز أيونات H^+ ، أي إن $[OH^-] < [H^+]$ ، وبالتالي يكتسب المحلول الصفة الحمضية.

س- وضع حال المحلول الناتج عن تميؤ ملح مشتق من تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية؟

ج- ملح كلوريد الصوديوم ($NaCl$) هو مثال لهذا النوع من الأملاح؛ فهو ناتج عن تعادل حمض الهيدروكلوريك (HCl) مع هيدروكسيد الصوديوم ($NaOH$). وملح كلوريد الصوديوم يتفكك كلية إلي أيوناته في الماء، بينما يتفكك الماء جزئياً طبقاً

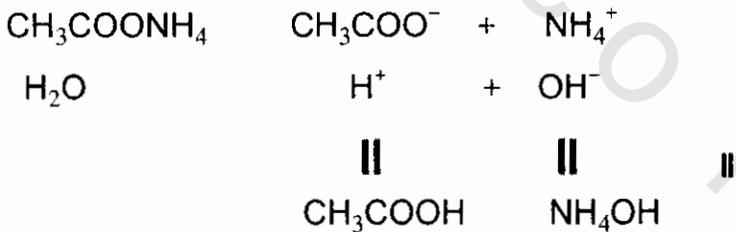
للمعادلتين التاليتين:



وكما هو معروف، فإن أيونات H^+ لا تتحد مع أيونات Cl^- (لأن HCl إلكتروليت قوي يتفكك كلية)، وبالتالي يبقى تركيز H^+ ثابتا في المحلول. وكذلك، نجد أن أيونات OH^- لا تتحد مع أيونات Na^+ لتكوين هيدروكسيد الصوديوم (لأن NaOH إلكتروليت قوي يتفكك كلية)، وبالتالي يبقى تركيز أيونات OH^- ثابتا في المحلول، وهي متساوية؛ أي إن $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$ ، وبالتالي يصير المحلول متعادلا.

س- وضع حال المحلول الناتج عن تميؤ ملح مشتق من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة؟

ج- ملح خلات الأمونيوم ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$) هو مثال لهذا النوع من الأملاح؛ فهو ناتج عن تعادل حمض الخليك (CH_3COOH) مع هيدروكسيد الأمونيوم (NH_4OH). وملح خلات الصوديوم يتفكك كلية إلي أيوناته في الماء، بينما يتفكك الماء جزئيا طبقا للمعادلتين التاليتين:



فنجد أن بعض أيونات OH^- تتحد مع بعض أيونات NH_4^+ لتكوين هيدروكسيد الأمونيوم الضعيفة، وكذلك تتحد بعض أيونات H^+ مع أيونات CH_3COO^-

لتكوين حمض الخليك الضعيف، وبالتالي يقل تركيز H^+ ويقل تركيز OH^- . وفي الحقيقة، فإن نوع وصفة المحلول الناتج يتوقف علي درجة تفكك كل من الحمض الضعيف والقاعدة الضعيفة. ونجد أنه في هذه الحالة تظهر الأنواع الثلاثة السابق شرحها، وهي علي النحو التالي:

الحالة الأولى: إذا كانت درجة تفكك الحمض الضعيف أكبر من درجة تفكك القاعدة الضعيفة، حيث يكون $[OH^-] > [H^+]$ ، وفي هذه الحالة يكتسب المحلول الصفة الحمضية.

الحالة الثانية: إذا كانت درجة تفكك الحمض الضعيف أقل من درجة تفكك القاعدة الضعيفة، حيث يكون $[OH^-] > [H^+]$ ، وفي هذه الحالة يكتسب المحلول الصفة القاعدية.

الحالة الثالثة: إذا كانت درجة تفكك الحمض الضعيف تساوي درجة تفكك القاعدة الضعيفة، حيث يكون $[H^+] = [OH^-]$ ، وفي هذه الحالة يكتسب المحلول صفة التعادل.

س- اذكر العلاقة بين درجة تفكك إلكتروليت وثابت تفككه؟

ج- درجة تفكك الإلكتروليت يرمز لها بالرمز α ، بينما ثابت تفككه يرمز له بالرمز K_a ، والعلاقة بينهما توضحها المعادلة التالية:

$$K_a = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

أو

$$K_a = \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

وفي حالة الإلكتروليتات الضعيفة، فإنه يمكن إهمال " α " مقارنة بالواحد الصحيح. وتؤول المعادلة إلى:

$$K_a = C\alpha^2$$

أو

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

$$\alpha = \sqrt{K_a \cdot V}$$

حيث: K_a ثابت تأين (تفكك) الحمض

C تركيز الحمض، V الحجم، α درجة تفكك (تأين) الحمض.

س- عرف حاصل الإذابة لملاح شحيح الذوبان؟

ج- هو مقدار ثابت عند درجة الحرارة الثابتة، وهو عبارة عن حاصل ضرب تركيزات الأيونات (مرفوعا لأس عددها) الناتجة من تفكك (تأين) الملح، والموجودة في حالة اتزان مع الملح غير الذائب (الصلب) في محلوله المشبع.

ويرمز له بالرمز: K_{sp}

مثال لملاح ضعيف، ملح كلوريد الفضة ($AgCl$)، حيث إن حاصل الإذابة له يمثل بالعلاقة التالية:

$$K_{sp} = [Ag^+] [Cl^-]$$

حيث: K_{sp} حاصل الإذابة لملاح كلوريد الفضة

$[Ag^+]$ و $[Cl^-]$ ، تركيزات أيونات الفضة والكلوريد الموجودة في المحلول عند الاتزان.

س- وضح طبيعة المحلول في ضوء العلاقة بين الحاصل الأيوني وحاصل الإذابة لملاح شحيح الذوبان؟

ج- تتحدد طبيعة المحلول طبقا للعلاقة بين الحاصل الأيوني K_w وحاصل الإذابة K_{sp} ، علي النحو التالي:

(أ) إذا كان: $K_{sp} > K_w$

فإن المحلول يكون غير مشبع، ولا يحدث ترسيب (يحدث ذوبان).

(ب) إذا كان: $K_{sp} < K_w$

فإن المحلول يكون فوق مشبع، ويحدث ترسيب

(ج) إذا كان: $K_{sp} = K_w$

فإن المحلول يكون متزنًا، ولا يحدث ترسيب أو ذوبان.

ثانياً: مسائل وحلولها

- (1) إذا علمت أن درجة التأين لمحلول (0.1 M) حمض الخليك تساوى 1.323 $\times 10^{-3}$ أحسب ثابت التأين (K_a) لحمض الخليك

الحل:

درجة التفكك " α " لحمض ضعيف جدا تحسب بواسطة العلاقة:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

حيث K_a = ثابت تفكك (تأين) الحمض و C = تركيز الحمض

$$K_a = \alpha^2 C$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$\alpha = 1.323 \times 10^{-3}, \quad C = 0.1 \text{ M}$$

وبالتعويض فى المعادلة:

$$K_a = (1.323 \times 10^{-3})^2 \times 0.1 = 1.75 \times 10^{-5}$$

- (2) احسب تركيز أيون الكبريتيد (S^{2-}) فى محلول مخفف من هيدروكسيد الأمونيوم ومشبع بغاز H_2S ، إذا كان المحلول منظماً عند $pH = 8$ ، علماً بأن حاصل الذوبانية لغاز (H_2S) هو (1.1×10^{-22}).

الحل:

يتفكك (H_2S) طبقاً للمعادلة



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

$$[H^+] = 10^{-8}$$

وحيث أن حاصل الذوبانية لغاز (H₂S)، يعطى بالعلاقة:

$$K_{sp} = [H^+]^2[S^{2-}]$$

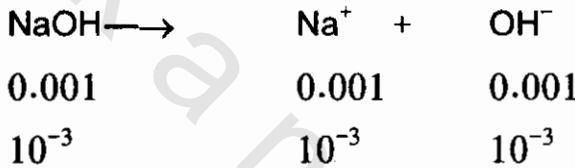
$$1.1 \times 10^{-22} = (10^{-8}) [S^{2-}]$$

$$[S^{2-}] = \frac{1.1 \times 10^{-22}}{10^{-16}} = 1.1 \times 10^{-6} \text{ M}$$

(3) احسب تركيز كل من [H⁺] و [OH⁻] في محلول (0.001 M) هيدروكسيد الصوديوم.

الحل:

هيدروكسيد الصوديوم الكتروليت قوى يتأين كاملاً طبقاً للمعادلة:



$$\therefore [OH^-] = 10^{-3}$$

ولكن:

$$10^{-14} = [H^+] 10^{-3}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-11}} = 10^{-11}$$

(4) احسب تركيز كلا من [H⁺] و [OH⁻] في محلول 0.01 M حمض الهيدروكلوريك

الحل:

حمض الهيدروكلوريك (HCl) الكتروليت قوى يتفكك تماماً طبقاً للمعادلة:



$$\therefore [\text{H}^+] = 10^{-2}$$

ولكن

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

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-12} \text{ M}$$

(5) احسب ثابت التآين لمحلول (0.1 M) حمض الخليك، علما بأن pH = 2.88. ثم احسب درجة التآين للحمض.

الحل:

يتفكك حمض الخليك تفككا جزئيا طبقا للمعادلة التالية:



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

$$[\text{H}^+] = 10^{-2.88}$$

$$[\text{H}^+] = 1.3 \times 10^{-3}$$

ولكن:

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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 1.3 \times 10^{-3}$$

ويمكن حساب ثابت التآين K_a للحمض، باستخدام العلاقة

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

$$K_a = \frac{1.3 \times 10^{-3} \times 1.3 \times 10^{-3}}{0.1}$$

$$K_a = 1.69 \times 10^{-5}$$

ولكن:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C}}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{1.69 \times 10^{-5}}{0.1}}$$

$$\alpha = 0.041$$

(6) إذا علمت أن درجة التآين لمحلول (0.01 M) نوسادر تساوى (4.2%). احسب ثابت التآين "K_b" للنوسادر.

الحل:

يتآين النوسادر فى الماء طبقا للمعادلة :



$$K_{b(\text{NH}_3)} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{4.2}{100} \times 0.01 = 4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

ولكن:

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

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

ومن المعطيات، نجد أن:

$$[\text{NH}_3] = 1 \times 10^{-2}$$

بالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة المعطاة:

$$K_{b(NH_3)} = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_{b(NH_3)} = \frac{4.2 \times 10^{-4} \times 4.2 \times 10^{-4}}{10^{-2}}$$

$$K_{b(NH_3)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

(7) احسب تركيز أيون الهيدروجين وتركيز أيون الهيدروكسيل لمحلول الأس الهيدروجيني له يساوى (10).

الحل:

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

$$[H^+] = 10^{-10}$$

ولكن:

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-10}}$$

$$[OH^-] = 10^{-4}$$

(8) احسب الأس الهيدروكسيلي pOH لمحلول تركيز أيون الهيدروجين له يساوى (0.05 M).

الحل:

$$[H^+] = 0.05 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = \log 0.05$$

$$\text{pH} = +1.3$$

ولكن:

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

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 1.3$$

$$\text{pOH} = 12.7$$

(9) احسب قيمة "pH" لمحلول منظم مكون من حمض الخليك وخلات الصوديوم، تركيز كل منهما (0.01 M)، علما بأن $(K_a = 1.75 \times 10^{-5})$.

الحل:

حيث إن:

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

$$\text{p}K_a = -\log 1.75 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_a = 3.76$$

ولكن:

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

$$\text{pH} = 3.76 + \log \frac{0.1}{0.1}$$

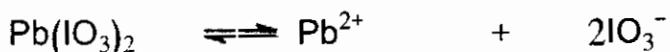
وحيث أن: $\log 1 = 0$

$$\therefore \text{pH} = 3.76$$

(10) إذا كانت إذابة أيودات الرصاص $Pb(IO_3)_2$ هي $4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ عند 25°C . فما حاصل الإذابة لهذا الملح؟

الحل:

يتفكك أيودات الرصاص تفككا جزئيا طبقا للمعادلة التالية:



تركيزات الأيونات عند الاتزان $\rightarrow 4 \times 10^{-5} \quad 2 \times 4 \times 10^{-5}$

$$[Pb^{2+}] = 4 \times 10^{-5} \text{ M}, [IO_3^-] = 2 \times 4 \times 10^{-5} = 8 \times 10^{-5}$$

وحيث إن حاصل الإذابة لذلك الملح يعطى بالعلاقة التالية، فإن:

$$K_{sp} = [Pb^{2+}] [IO_3^-]^2$$

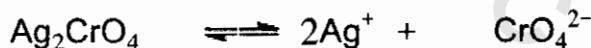
$$K_{sp} = 4 \times 10^{-5} \times (8 \times 10^{-5})^2$$

$$K_{sp} = 2.56 \times 10^{-13}$$

(11) احسب تركيز كل من أيون (Ag^+) وأيون (CrO_4^{2-}) في محلول مشبع من كرومات الفضة عند درجة (25°C) ، علما بأن K_{sp} للمحلول تساوى 1.92×10^{-12}

الحل:

يتفكك كرومات الفضة تفككا جزئيا طبقا للمعادلة التالية:



تركيزات الأيونات عند الاتزان $\rightarrow 2x \quad x$

$$[Ag^+] = 2x \quad , \quad [CrO_4^{2-}] = x$$

ويمثل حاصل الإذابة لملاح كرومات الفضة بالمعادلة التالية:

$$K_{sp} = [Ag^+]^2 [CrO_4^{2-}]$$

$$1.92 \times 10^{-12} = (2x)^2 (x)$$

$$4x^3 = 1.92 \times 10^{-12}$$

$$x^3 = 0.48 \times 10^{-12}$$

$$x = 7.8 \times 10^{-3}$$

$$[\text{Ag}^+] = 2x = 2 \times 7.8 \times 10^{-3} = 15.6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1.56 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = x = 7.8 \times 10^{-3}$$

(12) وضع هل تترسب كبريتات الرصاص (PbSO_4) عند إضافة 100 ml من محلول (0.003 M) نترات رصاص (PbNO_3) إلى 400 ml من محلول (0.04 M) كبريتات الصوديوم (Na_2SO_4)، علما بأن K_{sp} لكبريتات الرصاص هي 2×10^{-8} .

الحل:

$$[\text{Pb}^{2+}] \text{ in } 100 \text{ ml} = \frac{0.003}{1000} \times 100 = 3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] \text{ in } 400 \text{ ml} = \frac{0.004}{1000} \times 400 = 1.6 \times 10^{-2} \text{ M}$$

ولكن:

$$[\text{Pb}^{2+}] \text{ in mixture} = \frac{3 \times 10^{-4}}{0.5} = 6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] \text{ in mixture} = \frac{1.6 \times 10^{-2}}{0.5} = 3.2 \times 10^{-2}$$

ولذلك، فإن الحاصل الأيوني لكبريتات الرصاص في المحلول، هو:

$$\begin{aligned} K_{sp}(\text{PbSO}_4) &= [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] \\ &= 6 \times 10^{-4} \times 3.2 \times 10^{-2} \end{aligned}$$

$$K_{sp}(\text{PbSO}_4) = 1.92 \times 10^{-5}$$

وهكذا، نجد أن الحاصل الأيوني للملح يساوي 1.92×10^{-5} وهو أكبر من حاصل الإذابة للملح نفسه (حاصل الإذابة = 2×10^{-8}) وبذلك فإن الحاصل الأيوني < حاصل الإذابة ويكون المحلول في هذه الحالة فوق مشبع ولذلك يحدث ترسيب وبناء على ماسبق، فإن كبريتات الرصاص سوف تترسب في المحلول.

(13) إذا كانت درجة التوصيل المكافئة لمحلول N/32 لحمض ضعيف هي (9.2 mhos)، وكانت درجة التوصيل عند تخفيف لانهائي هي (9.83 mhos). احسب ثابت تأين الحمض.

الحل:

ترتبط درجة تفكك الألكتروليت الضعيف مع توصيله المكافئ اللانهائي بالعلاقة التالية:

$$\alpha = \Lambda / \Lambda_0$$

حيث Λ = درجة التوصيل المكافئة

Λ_0 = درجة التوصيل المكافئة عند تخفيف لانهائي.

α = درجة تفكك الألكتروليت الضعيف.

وعلى ذلك يمكن حساب " α " بواسطة " Λ " و " Λ_0 ".

$$\alpha = \Lambda / \Lambda_0$$

$$\alpha = 9.2 / 9.83 = 0.9764$$

$$\alpha = 0.9764$$

$$V = 32$$

وبالتعويض عن تلك القيم في قانون أوستفالد للتخفيف:

$$K_a = \frac{\alpha^2}{V(1-\alpha)}$$

$$K_a = \frac{(0.9764)^2}{32(1-0.9764)}$$

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$

(14) احسب قيمة ثابت التأيين (K_b) لقاعدة ضعيفة (BOH)، تركيزها (0.1 M)، والأس الهيدروجيني لمحلولها = 10.

الحل:

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

$$[H^+] = 10^{-10}$$

ولكن، ومن تعريف الحاصل الأيوني:

$$[H^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-10}}$$

$$[OH^-] = 10^{-4} \text{ M}$$

وكما هو معروف، فإن القاعدة الضعيفة (BOH) تتفكك جزئياً طبقاً للمعادلة:



$$0.1 - x \qquad \qquad \qquad x \qquad \qquad x$$

التركيزات عند الاتزان $0.1 - 10^{-4}$ 10^{-4} 10^{-4}

$$[B^+] = [OH^-] = 10^{-4}$$

$$[BOH] = 0.1 - 10^{-4} \approx 0.1$$

(يمكن اهمال 10^{-4} مقارنة 0.1).

وثابت التآين (K_b) للقاعدة الضعيفة، يحسب من العلاقة:

$$K_b = \frac{[B^+][OH^-]}{[BOH]}$$

$$K_b = \frac{10^{-4} \times 10^{-4}}{10^{-1}} = \frac{10^{-8}}{10^{-1}}$$

$$K_b = 1 \times 10^{-7}$$

(15) احسب قيمة ثابت التآين (K_a) لحمض ضعيف (HX) تركيزه (0.1 M) وله pH تساوى 3.3.

الحل:

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

$$[H^+] = 10^{-3.3}$$

$$[H^+] = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

وكما هو معروف، فإن الحمض الضعيف (HX) يتفكك جزئيا طبقا للمعادلة:



التركيزات عند الاتزان $0.1 - 5 \times 10^{-4}$ 5×10^{-4} 5×10^{-4}

$$[H^+] = [X^-] = 5 \times 10^{-4}$$

$$[HX] = 0.1 - 5 \times 10^{-4} \approx 0.1$$

(يمكن اهمال 5×10^{-4} مقارنة 0.1)

وثابت التآين (K_a) للحمض الضعيف، يحسب من العلاقة:

$$K_a = \frac{[H^+][X^-]}{[HX]}$$

$$K_a = \frac{5 \times 10^{-4} \times 5 \times 10^{-4}}{0.1} = 25 \times 10^{-8} \times 10$$

$$K_a = 2.5 \times 10^{-6}$$

(16) إذا كانت قابلية ذوبان كرومات الفضة في اللتر من الماء هي 10^{-4} mol/L عند 25°C . احسب K_{sp} لهذا الملح عند 25°C .

الحل:

يمكن تمثيل الاتزان الناتج عن ذوبان كرومات الفضة بالمعادلة الآتية:



وتكون تركيزات الأيونات في المحلول المشبع هي:

$$[\text{Ag}^+] = 2 \times 1.31 \times 10^{-4} = 2.62 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

$$[\text{CrO}_4^{2-}] = 1.31 \times 10^{-4}$$

وبالتعويض عن القيم السابقة في المعادلة التالية:

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CrO}_4^{2-}]$$

$$K_{sp} = (2.62 \times 10^{-4})^2(1.31 \times 10^{-4})$$

$$K_{sp} = 8.99 \times 10^{-12}$$

(17) كم عدد الجرامات من (Mg^{2+}) توجد في (200 ml) من محلول مشبع من هيدروكسيد الماغنسيوم عند 18°C ، إذا كانت K_{sp} عند هذه الدرجة هي (1.5×10^{-11}) .

الحل:

معادلة الاتزان عند ذوبان الملح هي:



التركيزات عند الاتزان $1-\alpha$ α 2α

ويعطى حاصل الذوبانية للملح المذكور بالمعادلة:

$$K_{sp} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^{-}]^2$$

$$K_{sp} = (\alpha) (2\alpha)^2$$

$$1.5 \times 10^{-11} = 4 \alpha^3$$

$$\therefore \alpha = 1.5 \times 10^{-4}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1.5 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

ولكى يتم تحويل تركيز أيون الماغنسيوم من مول/لتر إلى جرام /لتر، فإنه يجب ضرب قيمة التركيز التي حصلنا عليها فى الوزن الذرى للماغنسيوم (24.3).

$$\begin{aligned} \text{عدد جرامات } \text{Mg}^{2+} &= 24.3 \times [\text{Mg}^{2+}] \\ &= 24.3 \times 1.5 \times 10^{-4} \\ &= 36.5 \times 10^{-4} \text{ gm} \end{aligned}$$

(18) احسب الأس الهيدروجينى لمحلول منظم عند 25°C ، ناتج عند إضافة

حمض الخليك وخلات الصوديوم حتى أصبح تركيز كل منهما (0.1 mol/L)، علما بأن ثابت تفكك الحمض هو (1.8×10^{-5}) .

الحل:

من المعطيات، نجد أن:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.1 \text{ mol/L}, [\text{CH}_3\text{COONa}] = 0.1 \text{ mol/L}$$

$$K_a = 1.8 \times 10^{-5}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a = -\log 1.8 \times 10^{-5}$$

$$pK_a = 4.745$$

بالتعويض عن القيم السابقة، في المعادلة التالية:

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

$$pH = 4.745 + \log \frac{0.1}{0.1} = 4.745 + \log 1$$

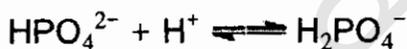
$$pH = 4.745 + 0$$

$$pH = 4.745$$

(19) احسب النسبة التي يجب أن يخلط بها $(\text{NaH}_2\text{PO}_4)$ مع Na_2HPO_4 ، حتى يتكون محلول منظم أسه الهيدروجيني يساوي (7.1)، علماً بأن $(pK_a = 7.21)$.

الحل:

يمكن تمثيل تفاعل الاتزان المذكور بالمعادلة:



حيث أيون (HPO_4^{2-}) هو القاعدة، وأيون $(\text{H}_2\text{PO}_4^-)$ هو الحمض. ومن المعطيات، نجد أن:

$$pH = 7.1, \quad pK_a = 7.21$$

وبالتعويض عن القيم السابقة، في المعادلة التالية:

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

$$7.1 = 7.21 + \log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]}$$

$$\log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]} = 7.10 - 7.21 = -0.11$$

وبأخذ anti log، نجد أن

$$\frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]} = 0.776$$

وبذلك فإن:

$$[\text{salt}] = 0.776 [\text{acid}]$$

(20) احسب الأس الهيدروجيني pH لمحلول هيدروكسيد الأمونيوم تركيزه

$$K_b = 1.8 \times 10^{-5} \text{، علما بأن } 0.1 \text{ mol/L}$$

الحل:

يتفكك هيدروكسيد الأمونيوم طبقا للمعادلة:



التركيزات في البداية	0.1	0	0
التركيزات عند الاتزان	0.1-x	x	x

وثابت تفكك القاعدة يعطى بالمعادلة:

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

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{x \cdot x}{(0.1 - x)} = \frac{x^2}{0.1 - x}$$

[في حالة القواعد الضعيفة، فإنه يمكن إهمال قيمة (x) مقارنة بـ (0.1)]

وبذلك تؤول المعادلة السابقة إلى:

$$x^2 = 0.1 \times 1.8 \times 10^{-5} = 1.8 \times 10^{-6}$$

$$x = \sqrt{1.8 \times 10^{-6}} = 1.34 \times 10^{-3}$$

وبذلك نجد أن:

$$x = [\text{OH}^-] = 1.34 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 1.34 \times 10^{-3}$$

$$\text{pOH} = 2.87$$

$$\text{pH} = 2.87$$

ولكن:

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

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

$$\text{pH} = 11.13$$

ثالثا: أسئلة عامة

- 1- عرف: الإلكتروليت؟
- 2- اذكر أنواع الإلكتروليتات؟
- 3- عرف الإلكتروليتات القوية، مع ذكر أمثلة؟
- 4- عرف الإلكتروليتات الضعيفة، مع ذكر أمثلة؟
- 5- اذكر نص قانون أوستفالد للتخفيف
- 6- وضح كيف يمكن استنتاج (اشتقاق) قانون أوستفالد لإلكتروليت ضعيف؟
- 7- عرف الحاصل الأيوني للماء؟
- 8- وضح كيف يمكن اشتقاق أن : $K_w = [H^+][OH^-]$ ؟
- 9- عرف الأس (الرقم) الهيدروجيني؟
- 10- عرف: الأس الهيدروكسيلي؟
- 11- اذكر العلاقة بين pH و pOH؟
- 12- استنتج العلاقة بين pH و pOH؟
- 13- وضح كيف يمكن حساب تركيز أيون الهيدروجين في محلول بمعلومية الرقم الهيدروجيني له؟
- 14- وضح طبيعة العلاقة بين pH و pOH؟
- 15- تكلم عن المحاليل المنظمة، موضحا مما تتكون؟
- 16- وضح تأثير إضافة قليل من حمض قوي أو قاعدة قوية إلي محلول منظم؟
- 17- وضح طبيعة العلاقة بين pH و pK_a لمحلول منظم؟
- 18- عرف: الأدلة، موضحا أنواعها، واستخداماتها؟
- 19- وضح ميكانيكية عمل دليل الميثيل البرتقالي في الأوساط الحمضية س-
عرف تأثير (فعل) الأيون المشترك؟

- 20- وضح ميكانيكية تأثير الأيون المشترك؟
- 21- تكلم عن التحلل المائي للأملاح (التميؤ)، موضحا أهم أنواع التميؤ؟
- 22- وضح حال المحلول الناتج عن تميؤ ملح مشتق من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة قوية؟
- 23- وضح حال المحلول الناتج عن تميؤ ملح مشتق من تعادل حمض قوي مع قاعدة ضعيفة؟
- 24- وضح حال المحلول الناتج عن تميؤ ملح مشتق من تعادل حمض قوي مع قاعدة قوية؟
- 25- وضح حال المحلول الناتج عن تميؤ ملح مشتق من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة؟
- 26- اذكر العلاقة بين درجة تفكك إلكتروليت وثابت تفككه؟
- 27- عرف حاصل الإذابة لملاح شحيح الذوبان؟

رابعاً: مسائل عامة

- (1) إذا كانت إذابة كبريتات الرصاص ($PbSO_4$) هي $(9.2 \times 10^{-2} \text{ gm/L})$. احسب ثابت حاصل الإذابة لهذا المركب.
- (2) ثابت حاصل الإذابة لكربونات الباريوم هي (8.1×10^{-9}) ، فما إذابة هذا المركب.
- (3) احسب ذوبانية ($AgCl$) في محلول (HCl) تركيزه (0.01 M) .
- (4) إذا كان الأس الهيدروجيني لمحلول هو 7.36 فما هو تركيز أيون الهيدروجين (H^+) في ذلك المحلول.
- (5) احسب درجة تأين وتركيز أيون الهيدرونيوم في محلول (0.005 M) لحمض الخليك، علماً بأن ثابت تأينه هو 1.8×10^{-5} .
- (6) محلول (0.1 M) من حمض الخليك (CH_3COOH) يتأين بنسبة (1.34%) عند $(25^\circ C)$. احسب ثابت تأين الحمض.
- (7) احسب تركيز كلا من $[H^+]$ و $[OH^-]$ في محلول (0.005 M) من هيدروكسيد الصوديوم.
- (8) احسب تركيز كلا من $[H^+]$ و $[OH^-]$ في محلول (0.02 M) من حمض الهيدروكلوريك.
- (9) احسب تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ لمحلول رقمه الهيدروجيني 10.6 .
- (10) احسب تركيز أيون الكبريتيد (S^{2-}) في محلول مخفف من حمض الهيدروكلوريك المشبع بغاز كبريتيد الهيدروجين (H_2S) في محلول منظم رقمه الهيدروجيني $= 3$.
- (11) عين الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول 0.1 M من أسيتات الصوديوم (CH_3COONa) علماً بأن ثابت تأين حمض الخليك هو (1.8×10^{-5}) .

- (12) احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول (0.3 M) من كلوريد الأمونيوم، علما بأن ثابت تأين هيدروكسيد الأمونيوم NH_4OH هو 1.8×10^{-5} .
- (13) محلول مائي لحمض (HX) تركيزه (0.015 mol/L). فإذا كانت قيمة ثابت تفكك الحمض هي ($K_a = 4.5 \times 10^{-4}$). احسب قيمة pH للمحلول.
- (14) إذا مزج حجمان متساويان من (0.00001) من نترات الفضة و (0.02M) من كرومات البوتاسيوم. هل يترسب كرومات الفضة.
- (15) وضع هل يترسب كبريتات الرصاص (PbSO_4) عند إضافة (100 ml) من محلول 0.003M نترات رصاص PbNO_3 إلى 400 ml من محلول كبريتات الصوديوم Na_2SO_4 علما بأن K_{sp} لكبريتات الرصاص هو 2×10^{-8} .