

## الاتزان الأيوني

أولاً: بعض التعريفات والقوانين المهمة

- الإلكتروليت
- الإلكتروليتات القوية
- الإلكتروليتات الضعيفة
- قانون أوستفالد للتخفيف
- الحاصل الأيوني للماء
- تأثير (فعل) الأيون المشترك
- حاصل الإذابة لملاح شحيح الذوبان
- الأس (الرقم) الهيدروجيني
- الأس الهيدروكسيلي
- المحاليل المنظمة
- الأدلة
- التحلل المائي للأملاح (التميؤ)

ثانياً: بعض العلاقات المهمة

- العلاقة بين درجة تفكك إلكتروليت وثابت تفككه
- طبيعة العلاقة بين  $pH$  و  $pOH$
- العلاقة بين  $pH$  و  $pK_a$  (المحلول منظم)
- حاصل الإذابة لملاح شحيح الذوبان
- العلاقة بين الحاصل الأيوني وحاصل الإذابة لملاح شحيح الذوبان

ثالثاً: مسائل وحلولها

رابعاً: مسائل غير محلولة

obeikandi.com

## أولاً: بعض التعريفات والقوانين المهمة

### الإلكتروليتي:

هو تلك المادة، التي عند إذابتها في الماء، تكون محلولا له القدرة على توصيل التيار الكهربى. ويعرف محلول هذه المادة بـ "المحلول الإلكتروني". وترجع قدرة هذا المحلول للتوصيل الكهربى إلى تفكك الإلكترونيت إلى أيونات تتحرك وتحمل التيار الكهربى أثناء حركتها.

### الإلكتروليتات القوية:

هى المواد التى تتفكك تفككا كاملا فى محاليلها المائية. وقد تكون هذه المواد حمض أو قاعدة أو ملح، مثال: حمض الهيدروكلوريك، وهيدروكسيد الصوديوم، وكلوريد الكالسيوم، على الترتيب.

### الإلكتروليتات الضعيفة:

هى المواد التى تتفكك تفككا جزئيا، أى إن تفككها يكون غير تام. وقد تكون هذه المواد أحماض، مثل: حمض الخليك، أو تكون قواعد، مثل: هيدروكسيد الأمونيوم.

### قانون أوستفالد للتخفيف

"تناسب درجة تفكك الإلكترونيت الضعيف تناسبا عكسيا مع تركيزه". وهى علاقة تربط بين درجة تفكك الإلكترونيت الضعيف وبين ثابت تفككه.

### الحاصل الأيونى للماء:

هو حاصل ضرب تركيز أيون الهيدروجين وتركيز أيون الهيدروكسيل، وهو يساوى قيمة ثابتة مقدارها  $10^{-14}$ .

### تأثير (فعل) الأيون المشترك:

يطلق على خفض تآين إلكتروليت ضعيف فى محلوله، نتيجة إضافة أحد أيونات تعبير "تأثير الأيون المشترك".

### حاصل الإذابة لمُح شحيح الذوبان:

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.

### الأس (الرقم الهيدروجيني):

هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروجين في المحلول.

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

### الأس الهيدروكسيلي:

هو اللوغاريتم السالب لتركيز أيون الهيدروكسيل في المحلول.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

### المحاليل المنظمة:

هي تلك المحاليل التي تقاوم التغيير في الرقم الهيدروجيني، من خلال إعادة تنظيم نفسها داخليا، بحيث يبقى الرقم الهيدروجيني ثابتا دون تغيير.

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

### الأدلة:

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

### 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 البرتقالي	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

### التحلل المائي للأملاح (التميو):

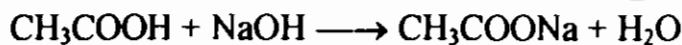
يعرف التحلل المائي للملح بأنه: "تفاعل الماء مع الملح أو أحد شقيه".  
وحيث إن كل ملح من الأملاح يتكون من شق حمضي وآخر قاعدي، لهذا فقد يكون المحلول الناتج حمضياً أو متعادلاً أو قاعدياً - بالنسبة لعباد الشمس - تبعاً لنوع الملح المذاب.

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

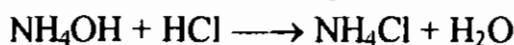
1- ملح ناتج من تعادل حمض قوى مع قاعدة قوية (NaCl)



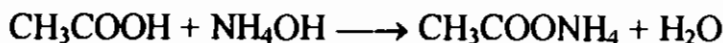
2- ملح ناتج من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة قوية (CH<sub>3</sub>COONa)



3- ملح ناتج من تعادل حمض قوى مع قاعدة ضعيفة (NH<sub>4</sub>Cl)



4- ملح ناتج من تعادل حمض ضعيف مع قاعدة ضعيفة (CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>)



## ثانياً - بعض العلاقات المهمة

العلاقة بين درجة تفكك إلكتروليت وثابت تفككه:

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

أو

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

وفي حالة الإلكتروليكات 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

$\alpha$  درجة تفكك (تأين) الحمض

العلاقة بين pH و pOH

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

$$pH + pOH = 14$$

طبيعة العلاقة بين pH و pOH

(أ) إذا كان:

$$\begin{aligned} [H^+] &= [OH^-] \\ &= 10^{-7} \end{aligned}$$

فإن المحلول يكون ذا صفة متعادلة (محلول متعادل)  
وتكون  $pH = 7$  للمحلول المتعادل

ب- إذا كان:

$$\begin{aligned} [H^+] &> [OH^-] \\ &> 10^{-7} \\ &\approx 10^{-6}, 10^{-5}, 10^{-4} \dots 10^{-1} \end{aligned}$$

فإن المحلول يكون ذا صفة حامضية (محلول حمضي)  
وتكون  $pH < 7$  للمحلول الحمضي

ج- إذا كان:

$$\begin{aligned} [H^+] &< [OH^-] \\ &< 10^{-7} \\ &\approx 10^{-1}, 10^{-9}, \dots 10^{-14} \end{aligned}$$

فإن المحلول يكون ذا صفة قاعدية (محلول قاعدي)

وتكون  $pH > 7$  للمحلول القاعدي

العلاقة بين  $pH$  و  $pK_a$  (المحلول منظم)

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

أو

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

حاصل الإذابة لمُح شحيح الذوبان:

مثل، ملح كلوريد الفضة ( $AgCl$ )، نجد أن:

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

حيث:  $K_{sp}$  حاصل الإذابة لمُح كلوريد الفضة

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

العلاقة بين الحاصل الأيوني وحاصل الإذابة لملح شحيح الذوبان:

( أ ) إذا كان الحاصل الأيوني  $K_{sp} >$

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

(ب) إذا كان الحاصل الأيوني  $K_{sp} <$

فإن المحلول يكون فوق مشبع، ويحدث ترسيب

(جـ) إذا كان الحاصل الأيوني  $K_{sp} =$

فإن المحلول يكون متزن، ولا يحدث ترسيب أو ذوبان.



### ثالثاً: 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 ( $1.1 \times 10^{-22}$ ).

الحل:

يتفكك ( $H_2S$ ) طبقاً للمعادلة



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

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

وحيث أن حاصل الذوبانية لغاز ( $H_2S$ )، يعطى بالعلاقة:

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

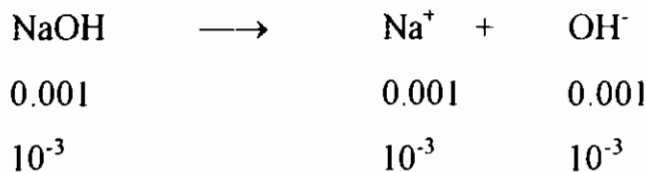
$$1.1 \times 10^{-22} = (10^{-8}) [S^{2-}]$$

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

(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:

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

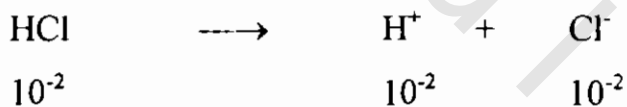
$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}}$$

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

(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:



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

ولكن

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

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

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

(5) احسب ثابت التآين لمحلول (0.1 M) حمض الخليك، علما بأن  $\text{pH} = 2.88$ . 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:

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

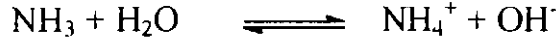
$$\alpha = \sqrt{\frac{1.69 \times 10^{-5}}{0.1}}$$

$$\alpha = 0.041$$

(6) إذا علمت أن درجة التآين لمحلول (0.01 M) نوحادر تساوى (4.2%). احسب ثابت التآين " $K_b$ " للنوحادر.

الحل:

يتأين النوشادر في 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:

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

$$K_{b(\text{NH}_3)} = \frac{4.2 \times 10^{-4} \times 4.2 \times 10^{-4}}{10^{-2}}$$

$$K_{b(\text{NH}_3)} = 1.8 \times 10^{-5}$$

(7) احسب تركيز أيون الهيدروجين وتركيز أيون الهيدروكسيل لمحلول الأس

الهيدروجيني له يساوى (10).

الحل:

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

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

ولكن:

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

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

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

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

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

الحل:

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

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

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

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:

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

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

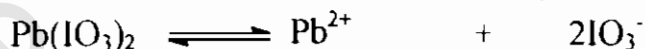
وحيث أن:  $\log 1 = 0$

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

(10) إذا كانت إذابة أيودات الرصاص  $\text{Pb}(\text{IO}_3)_2$  هي  $4 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$  عند  $25^\circ\text{C}$ .  
فما حاصل الإذابة لهذا الملح؟

الحل:

يتفكك أيودات الرصاص تفككا جزئيا طبقا للمعادلة التالية:



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

$$[\text{Pb}^{2+}] = 4 \times 10^{-5} \text{ M}, [\text{IO}_3^-] = 2 \times 4 \times 10^{-5} = 8 \times 10^{-5}$$

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

$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{IO}_3^-]^2$$

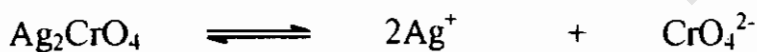
$$K_{sp} = 4 \times 10^{-5} \times (8 \times 10^{-5})^2$$

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

(11) احسب تركيز كل من أيون  $(\text{Ag}^+)$  و  $(\text{CrO}_4^{2-})$  في محلول مشبع من كرومات الفضة عند درجة  $(25^\circ\text{C})$ ، علما بأن  $K_{sp}$  للمحلول تساوى  $1.92 \times 10^{-12}$

الحل:

يتفكك كرومات الفضة تفككا جزئيا طبقا للمعادلة التالية:



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

$$[\text{Ag}^+] = 2x, \quad [\text{CrO}_4^{2-}] = x$$

ويمثل حاصل الإذابة لمثل كرومات الفضة بالمعادلة التالية:

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

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

$$\begin{aligned}
4x^3 &= 1.92 \times 10^{-12} \\
x^3 &= 0.48 \times 10^{-12} \\
x &= 7.8 \times 10^{-3} \\
[\text{Ag}^+] &= 2x = 2 \times 7.8 \times 10^{-3} = 15.6 \times 10^{-3} \text{ M} \\
[\text{Ag}^+] &= 1.56 \times 10^{-4} \text{ M} \\
[\text{CrO}_4^{2-}] &= x = 7.8 \times 10^{-3}
\end{aligned}$$

(12) وضع هل تترسب كبريتات الرصاص ( $\text{PbSO}_4$ ) عند إضافة 100 ml من محلول (0.003 M) نترات رصاص ( $\text{PbNO}_3$ ) إلى 400 ml من محلول (0.04 M) كبريتات الصوديوم ( $\text{Na}_2\text{SO}_4$ )، علما بأن  $K_{sp}$  لكبريتات الرصاص هي  $2 \times 10^{-8}$ .

الحل:

$$\begin{aligned}
[\text{Pb}^{2+}] \text{ in } 100 \text{ ml} &= \frac{0.003}{1000} \times 100 = 3 \times 10^{-4} \text{ M} \\
[\text{SO}_4^{2-}] \text{ in } 400 \text{ ml} &= \frac{0.004}{1000} \times 400 = 1.6 \times 10^{-2} \text{ M}
\end{aligned}$$

ولكن:

$$\begin{aligned}
[\text{Pb}^{2+}] \text{ in mixture} &= \frac{3 \times 10^{-4}}{0.5} = 6 \times 10^{-4} \text{ M} \\
[\text{SO}_4^{2-}] \text{ in mixture} &= \frac{1.6 \times 10^{-2}}{0.5} = 3.2 \times 10^{-2}
\end{aligned}$$

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

$$\begin{aligned}
K_{sp}(\text{PbSO}_4) &= [\text{Pb}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] \\
&= 6 \times 10^{-4} \times 3.2 \times 10^{-2} \\
K_{sp}(\text{PbSO}_4) &= 1.92 \times 10^{-5}
\end{aligned}$$

وهكذا، نجد أن الحاصل الأيوني للملح يساوي  $1.92 \times 10^{-5}$  وهو أكبر من حاصل الإذابة للملح نفسه (حاصل الإذابة =  $2 \times 10^{-8}$ )

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 لانهاى هي (9.83 mhos). احسب

ثابت تأين الحمض.

الحل:

ترتبط درجة تفكك الالكتروليت الضعيف مع توصيله المكافئ اللانهاى بالعلاقة

التالية:

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

حيث  $\Lambda$  = درجة التوصيل المكافئة

$\Lambda_0$  = درجة التوصيل المكافئة عند تخفيف لانهاى.

$\alpha$  = درجة تفكك الالكتروليت الضعيف.

وعلى ذلك يمكن حساب "α" بواسطة "Λ" و "Λ<sub>0</sub>".

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

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

$$\alpha = 0.9764$$

$$V = 32$$

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 التأين ( $K_b$ ) لقاعدة ضعيفة (BOH)، تركيزها (0.1 M)،

والأس الهيدروجينى لمحلولها = 10.



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

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

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:



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

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

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

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

(يمكن إهمال  $10^{-4}$  مقارنة 0.1).

وثابت التأيين ( $K_b$ ) 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 التأيين ( $K_a$ ) لحمض ضعيف (HX) تركيزه (0.1 M) وله pH

تساوي 3.3.

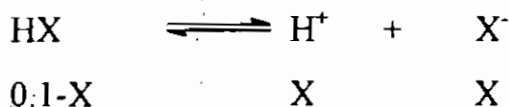
الحل:

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

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

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

وكما هو معروف، فإن الحمض الضعيف (HX) يتفكك جزئياً طبقاً للمعادلة:



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

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

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

(يمكن إهمال  $5 \times 10^{-4}$  مقارنة 0.1)

وثابت التأيين ( $K_a$ ) للحمض الضعيف، يُحسب من العلاقة:

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

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

$$K_a = 25 \times 10^{-8} \times 10$$

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

(16) إذا كانت قابلية ذوبان كرومات الفضة في اللتر من الماء هي

$1.31 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$  عند  $25^\circ\text{C}$ . احسب  $K_{sp}$  لهذا الملح عند  $25^\circ\text{C}$ .

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 فى المعادلة التالية:

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

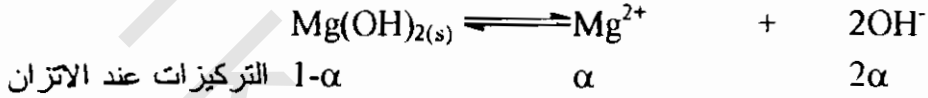
$$K_{sp} = (2.62 \times 10^{-4})^2(1.31 \times 10^{-4})$$

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

(17) كم عدد الجرامات من  $(Mg^{2+})$  توجد فى (200 ml) من محلول مشبع من هيدروكسيد الماغنسيوم عند  $18^\circ C$ ، إذا كانت  $K_{sp}$  عند هذه الدرجة هى  $(1.5 \times 10^{-11})$ .

الحل:

معادلة الاتزان عند ذوبان الملح هى:



ويعطى حاصل الذوبانية للملح المذكور بالمعادلة:

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

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

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

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

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

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

$$Mg^{2+} \text{ عدد جرامات} = 24.3 \times [Mg^{2+}]$$

$$= 24.3 \times 1.5 \times 10^{-4}$$

$$= 36.5 \times 10^{-4} \text{ gm}$$

(18) احسب الأس الهيدروجينى لمحلول منظم عند  $25^\circ C$ ، ناتج عند إضافة حمض

الخليك وخلات الصوديوم حتى أصبح تركيز كل منهما  $(0.1 \text{ mol/L})$ ، علما بأن

ثابت تفكك الحمض هو  $(1.8 \times 10^{-5})$ .

الحل:

من المعطيات، نجد أن:

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

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

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

$$\text{p}K_a = 4.745$$

بالتعويض عن القيم السابقة، في المعادلة التالية:

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

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

$$\text{pH} = 4.745 + 0$$

$$\text{pH} = 4.745$$

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

الحل:

يمكن تمثيل تفاعل الاتزان المذكور بالمعادلة:



حيث أيون  $(\text{HPO}_4^{2-})$  هو القاعدة، وأيون  $(\text{H}_2\text{PO}_4^-)$  هو الحمض.

ومن المعطيات، نجد أن:

$$\text{pH} = 7.1, \quad \text{p}K_a = 7.21$$

وبالتعويض عن القيم السابقة، في المعادلة التالية:

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

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

$$\log \frac{[\text{salt}]}{[\text{acid}]} = 7.10 - 7.21 = -11$$

وبأخذ anti log، نجد أن

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

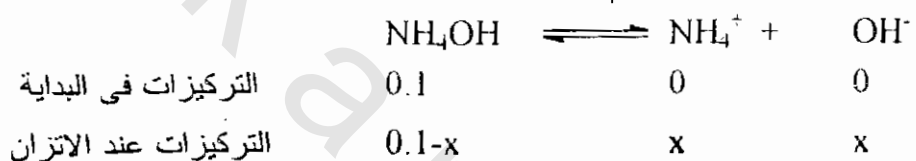
وبذلك فإن:

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

(20) احسب الأس الهيدروجيني pH لمحلول هيدروكسيد الأمونيوم تركيزه 0.1 mol/L، علماً بأن  $K_b = 1.8 \times 10^{-5}$

الحل:

يتفكك هيدروكسيد الأمونيوم طبقاً للمعادلة:



و ثابت 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:

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

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

$$\text{pOH} = 2.87$$

ولكن:

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

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

$$\text{pH} = 11.13$$

## رابعاً: مسائل غير محلولة

- (1) إذا كانت إذابة كبريتات الرصاص ( $\text{PbSO}_4$ ) هي  $(9.2 \times 10^{-2} \text{ gm/L})$ . احسب ثابت حاصل الإذابة لهذا المركب.
- (2) ثابت حاصل الإذابة لكربونات الباريوم هي  $(8.1 \times 10^{-9})$ ، فما إذابة هذا المركب.
- (3) احسب ذوبانية ( $\text{AgCl}$ ) في محلول ( $\text{HCl}$ ) تركيزه  $(0.01 \text{ M})$ .
- (4) إذا كان الأس الهيدروجيني لمحلول هو 7.36 فما هو تركيز أيون الهيدروجين ( $\text{H}^+$ ) في ذلك المحلول.
- (5) احسب درجة تأين وتركيز أيون الهيدرونيوم في محلول  $(0.005 \text{ M})$  لحمض الخليك، علماً بأن ثابت تأينه هو  $1.8 \times 10^{-5}$ .
- (6) محلول  $(0.1 \text{ M})$  من حمض الخليك ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) يتأين بنسبة  $(1.34\%)$  عند  $(25^\circ\text{C})$ . احسب ثابت تأين الحمض.
- (7) احسب تركيز كلا من  $[\text{H}^+]$  و  $[\text{OH}^-]$  في محلول  $(0.005 \text{ M})$  من هيدروكسيد الصوديوم.
- (8) احسب تركيز كلا من  $[\text{H}^+]$  و  $[\text{OH}^-]$  في محلول  $(0.02 \text{ M})$  من حمض الهيدروكلوريك.
- (9) احسب تركيز أيون الهيدروجين  $[\text{H}^+]$  لمحلول رقمه الهيدروجيني 10.6.
- (10) احسب تركيز أيون الكبريتيد ( $\text{S}^{2-}$ ) في محلول مخفف من حمض الهيدروكلوريك المشبع بغاز كبريتيد الهيدروجين ( $\text{H}_2\text{S}$ ) في محلول منظم رقمه الهيدروجيني = 3.
- (11) عين الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول  $0.1 \text{ M}$  من أسيتات الصوديوم ( $\text{CH}_3\text{COONa}$ ) علماً بأن ثابت تأين حمض الخليك هو  $(1.8 \times 10^{-5})$ .
- (12) احسب الرقم الهيدروجيني (pH) لمحلول  $(0.3 \text{ M})$  من كلوريد الأمونيوم، علماً بأن ثابت تأين هيدروكسيد الأمونيوم  $\text{NH}_4\text{OH}$  هو  $1.8 \times 10^{-5}$ .

- (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) وضح 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  $2 \times 10^{-8}$ .