المحاليل المائية للأملاح

1 قطبية الأملاح:

اسم الملح	صيغة الملح	الجزء الأساسي	الجزء الحمضي
نترات الصوديوم	$NaNO_3$	Na^+	NO_3^-
كبريتات الأمونيوم	$(NH_4)_2SO_4$	NH_4^+	SO_4^{-2}
كلوريد الألمنيوم	$AlCl_3$	Al^{+3}	Cl^-

❶ الملح يتمتع بخاصية قطبية، علل، لأنه مركب أيوني، يتألف من جزأين:

- جزء أساسي موجب، أيون معدني أو أكثر أو جذر أمونيوم أو أكثر.
- جزء حمضي سالب، أيون لا معدني أو أكثر أو جذر حمضي أو أكثر.

❸ تذكر: الشبيه يحل الشبيه: لذا ينحل الملح (المركب القطبي) بالماء (المحل القطبي)

كتابة صيغ الأملاح: الجزيئية $PbCl_2$ -الأيونية $Pb^{2+} + 2Cl^{-1}$

2 تصنيف الأملاح بحسب ذوبانيتها:

ذوبانية الملح

هي تركيز الملح في محلوله المشبع عند درجة حرارة محددة، وهي ثابت فيزيائي خاص بكل ملح، ويرمز لها بـ (s) ولها نوعان:

① ذوبانية كتلية للملح واحدتها: $g.l^{-1}$

② ذوبانية مولية لملح واحدتها: $mol.l^{-1}$

تصنف محاليل الأملاح إلى:

❶ تحت مشبعة: يمكن أن تذوب كمية إضافية من الملح.

❷ مشبعة: لا يمكن أن تذوب كمية إضافية من الملح.

❸ فوق مشبعة: تترسب كمية من الملح.

Pixel

تجمع الأملاح الذوابة في كلمة (صبانخ) حيث:

ص: أيون الصوديوم Na^+ ب: أيون البوتاسيوم K^+

أ: أيون الأمونيوم NH_4^+ ن: أيون النترات NO_3^-

خ: أيون الخلات CH_3COO^-

ويضاف الملحان $CaCl_2$, $BaCl_2$

Pixel

① الأملاح الذوابة: قيمة ذوبانيتها أكبر من $0.1\ mol.l^{-1}$ عند الدرجة 25°C مثل أملاح الصوديوم والبوتاسيوم والنترات والخلات.

② الأملاح غير الذوابة: قيمة ذوبانيتها أقل من $0.001\ mol.l^{-1}$ عند الدرجة 25°C مثل ملح كربونات الكالسيوم وكبريتات الباريوم وكبريتات الفضة وكلوريد الفضة وكلوريد الرصاص وفوسفات ثلاثي الكالسيوم.

Created by: Pixel Team

3 التوازن غير المتجانس للأملاح قليلة الذوبان:

- الجداء الأيوني Q: يمثل جداء تراكيز أيونات الملح قليل الذوبان مرفوعة كل منها إلى أس يساوي أمثالها التفاعلية.
- ثابت جداء الذوبان K_{sp}: يمثل جداء تراكيز أيونات الملح قليل الذوبان مرفوعة كل منها إلى أس يساوي أمثالها التفاعلية في المحلول المشبع.

وبالتالي يملك كل ملح قليل الذوبان نوعان من الثوابت يختلفان باختلاف التركيز المطبق:

تراكيز مشبعة	تراكيز لا تشترط الإشباع
نعين ثابت جداء الذوبان K_{sp}	نعين الجداء الأيوني Q
$XY_s \rightleftarrows X^+_{aq} + Y^-_{aq}$	$XY_s \rightleftarrows X^+_{aq} + Y^-_{aq}$
$S \quad S \quad S$	$C \quad C \quad C$
$K_{sp} = [X^+][Y^-] = S.S = S^2$	$Q = [X^+][Y^-]$

- ونميز 3 حالات:

1. $K_{sp} > Q$ المحلول غير مشبع، ينحل الملح.
2. $K_{sp} = Q$ المحلول مشبع.
3. $K_{sp} < Q$ المحلول فوق مشبع، (يتشكل راسب من الملح).

تطبيق

محلول مائي مشبع لملح كربونات الفضة ذوبانيتها المولية s. المطلوب:

1. اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.
2. اكتب العلاقة المعبرة عن ثابت جداء الذوبان، ثم استنتج قيمة جداء الذوبان بدلالة s.

الحل:

1. $Ag_2CO_{3(s)} \rightleftarrows 2Ag^+_{(aq)} + CO^{2-}_{3\ (aq)}$
2. ثابت جداء الذوبان:

$$K_{sp} = [Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$$

	$Ag_2CO_{3(s)} \rightleftarrows$	$2Ag^+_{(aq)}$	$+ CO^{2-}_{3\ (aq)}$
تراكيز بدء	s	0	0
تراكيز محلول مشبع	0	2s	s

$$K_{sp_{(Ag_2CO_3)}} = (2s)^2(s) = 4s^3$$

Created by: Pixel Team

4 تطبيقات جداء الذوبان:

فقرة هامة !!

① **ترسيب ملح في محلوله المشبع:** (مثاله: ترسيب ملح كبريتات الباريوم في محلوله المشبع)

-معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح: $BaSO_{4(s)} \rightleftarrows Ba^{2+}_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)}$

-عند إضافة حمض الكبريت يزداد تركيز أيونات الكبريتات (أيون مشترك) في المحلول فيصبح $Q > K_{sp}$ أي المحلول فوق مشبع فتترسب كمية من ملح كبريتات الباريوم حتى الوصول لحالة توازن جديدة (وهذا يتفق مع مبدأ لوشاتولييه)

القاعدة العامة:

نكتب المعادلة الممثلة للتوازن غير المتجانس لهذا الملح، نضيف للمحلول المشبع لملح قليل الذوبان مادة تحوي على أحد أيونات هذا الملح، فإن تركيز هذا الأيون المشترك سيزداد في المحلول، فيصبح $Q > K_{sp}$ أي المحلول فوق مشبع فتترسب كمية من الملح قليل الذوبان حتى الوصول لحالة توازن جديدة (وهذا يتفق مع مبدأ لوشاتولييه)

② **إذابة ملح قليل الذوبان:** (مثاله: إذابة ملح فوسفات ثلاثي الكالسيوم)

-معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح: $Ca_3(PO_4)_{2(s)} \rightleftarrows 3Ca^{2+}_{(aq)} + 2PO_4^{3-}{}_{(aq)}$

-عند إضافة حمض كلور الماء (تام التأين) تتحد أيونات الهيدرونيوم الناتجة عن تأينه مع أيونات الفوسفات، وينتج حمض الفوسفور H_3PO_4 ضعيف التأين فيتناقص تركيز أيونات الفوسفات في المحلول فيصبح $Q < K_{sp}$ أي المحلول غير مشبع فتذوب كمية إضافية من ملح فوسفات ثلاثي الكالسيوم حتى الوصول لحالة توازن جديدة (وهذا يتفق مع مبدأ لوشاتولييه)

القاعدة العامة:

-نكتب المعادلة الممثلة للتوازن غير المتجانس، نضيف إلى محلول ملح قليل الذوبان مادة (تامة التأين) تتفاعل مع أحد أيونات الملح وينتج مركب ضعيف التأين، فإن تركيز هذا الأيون سيتناقص في المحلول، ويصبح $Q < K_{sp}$ أي المحلول غير مشبع، فتذوب كمية من هذا الملح حتى الوصول لحالة توازن جديدة (بما يتفق مع مبدأ لوشاتولييه)

5 حلمهة الملح:

• المحاليل المائية للأملاح الذوابة حمضية أو أساسية أو معتدلة ويعود هذا الاختلاف إلى قوة الحموض والأسس التي اشتقت منه تلك الأملاح.

نوع الحمض	حمض	الأساس	نوع أساس	الملح	اسم الملح	تصنيف الملح
قوي	HCl	KOH	قوي	KCl	كلوريد البوتاسيوم	مشتق من حمض قوي واساس قوي
قوي	HNO3	NH4OH	ضعيف	NH4NO3	نترات الأمونيوم	مشتق من حمض قوي وأساس ضعيف
ضعيف	HCN	KOH	قوي	KCN	سيانيد البوتاسيوم	مشتق من حمض ضعيف وأساس قوي
ضعيف	HCOOH	NH4OH	ضعيف	HCOONH4	نترات الأمونيوم	مشتق من حمض ضعيف وأساس ضعيف

Created by: Pixel Team

المحاليل المائية للأملاح

• حلمهة الأملاح: هي تفاعل أيون الملح الناتج من الحمض الضعيف أو الأساس الضعيف أو كليهما مع الماء وهو تفاعل عكوس (⇄) ينتج عنه الحمض أو الأساس الضعيف، وغالبا يرافقه تغير في قيمة PH المحلول.

• أما أيونات الملح الناتجة من حمض قوي أو أساس قوي حيادية لا تتفاعل مع الماء أي لا تتحلمه، ونذكر منها:

$$(Na^+, K^+, Ca^{+2}, NO_3^-, Cl^-, SO_4^{2-})$$

ونميز الحالات الآتية:

① الملح الناتج عن حمض قوي وأساس قوي:

مثاله: محلول مائي لملح كلوريد الصوديوم KCl:

معادلة إماهة هذا الملح:

$$KCl_{(s)} \xrightarrow{H_2O} K^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

-أيونات الملح قوية حيادية، لا تتفاعل مع الماء، ولا تتحلمه.

-وبالتالي لا يعتبر ذوبانها عملية حلمهة ولا يغير من طبيعة الوسط وله قيمة PH=7 فالوسط معتدل.

(يذكر ورود الفكرة كتمرين هام في أسئلة الوحدة)

② حلمهة ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

مثاله: محلول مائي لملح نترات الأمونيوم، المطلوب:

1. اكتب معادلة إماهة الملح.
2. اكتب معادلة حلمهة هذا الملح ثم حدد طبيعة الوسط الناتج.
3. اكتب عبارة ثابت حلمهة هذا الملح K_h.
4. استنتج العلاقة بين ثابت حلمهة هذا الملح K_h وثابت تأين المحلول المائي للنشادر K_b

الحل:

1. معادلة الإماهة:

$$NH_4NO_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} NH_4^+{}_{(aq)} + NO_3{}^-_{(aq)}$$

2. أيون النترات حيادي لا يتفاعل مع الماء (لا يتحلمه) أما أيون الأمونيوم يتفاعل مع الماء (يتحلمه)

معادلة الحلمهة:

$$NH_4^+{}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_3O^+{}_{(aq)} + NH_{3(aq)}$$

3. إن الحلمهة تحدث للأيون الضعيف من الملح (الجزء الأساسي) وينتج أيون الهيدرونيوم مما يدل على أن المحلول أصبح حمضيا وقيمة $PH < 7$ وثابت التوازن لهذا التفاعل يسمى ثابت الحلمهة ويعطى بالعلاقة:

$$K_h = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]}$$

4. النشادر يتأين بالماء وفق المعادلة:

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

Created by: Pixel Team

نكتب عبارة ثابت تأينه:

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

فيكون:

$$K_h . K_b = \frac{[H_3O^+][NH_3]}{[NH_4^+]} . \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

$$K_h . K_b = [H_3O^+] . [OH^-] = K_w$$

وبالتالي نجد العلاقة التي تربط ثابت حلمهة الملح وثابت تأين الأساس الضعيف:

$$K_h . K_b = K_w$$

الوسط الناتج عن الحلمهة هو وسط حمضي ($PH < 7$)، علل: بسبب ظهور أيون الهيدرونيوم الذي يتحلمه ويسلك سلوك الحمض الضعيف.

③ حلمهة ملح ناتج عن أساس قوي وحمض ضعيف:

مثاله: محلول مائي لملح سيانيد الصوديوم NaCN والمطلوب:

1. اكتب معادلة إماهة الملح.
2. اكتب معادلة حلمهة هذا الملح ثم حدد طبيعة الوسط الناتج.
3. اكتب عبارة ثابت حلمهة هذا الملح K_h.
4. استنتج العلاقة بين ثابت حلمهة هذا الملح K_h وثابت تأين حمض السيانيد K_a.

الحل:

1. معادلة الإماهة:

$$NaCN_{(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

2. أيون الصوديوم حيادي لا يتفاعل مع الماء (لا يتحلمه) أما أيون السيانيد يتفاعل مع الماء (يتحلمه)

معادلة الحلمهة:

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows HCN_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

3. إن الحلمهة تحدث للأيون الضعيف من الملح (الجزء الحمضي) وينتج أيون الهيدروكسيد مما يدل على أن المحلول أصبح أساسيا وقيمة $PH > 7$ وثابت التوازن لهذا التفاعل يسمى ثابت الحلمهة ويعطى بالعلاقة:

$$K_h = \frac{[OH^-][HCN]}{[CN^-]}$$

4. يتأين حمض سيانيد الهيدروجين بالماء وفق المعادلة:

$$HCN_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

Created by: Pixel Team

نكتب عبارة ثابت تأينه:

$$K_a = \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]}$$

فيكون:

$$K_h . K_a = \frac{[OH^-][HCN]}{[CN^-]} . \frac{[CN^-][H_3O^+]}{[HCN]}$$

$$K_h . K_a = [H_3O^+] . [OH^-] = K_w$$

وبالتالي نجد العلاقة التي تربط ثابت حلمهة الملح وثابت تأين الحمض الضعيف:

$$K_h . K_a = K_w$$

الوسط الناتج عن الحلمهة هو وسط أساسي ($PH > 7$)، علل؛ بسبب ظهور أيون الهيدروكسيد وأيون السيانيد الذي يتحلمه ويسلك سلوك الأساس الضعيف.

④ الناتجة عن أساس ضعيف وحمض ضعيف:

مثاله: محلول مائي لملح سيانيد الأمونيوم NH4CN:

1. اكتب معادلة إماهة الملح.
2. اكتب معادلة حلمهة هذا الملح.
3. اكتب عبارة ثابت حلمهة هذا الملح K_h.
4. استنتج العلاقة بين ثابت حلمهة هذا الملح K_hوثابت تأين حمض السيانيد K_a وثابت تأين هدروكسيد الأمونيوم K_b.

الحل:

1. معادلة الإماهة:

$$NH_4CN_{(s)} \xrightarrow{H_2O} {NH_4}^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)}$$

2. يتفاعل أيون السيانيد مع الماء (يتحلمه) وفق المعادلة:

$$CN^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows {OH^-}_{(aq)} + HCN_{(aq)}$$

يتفاعل أيون الأمونيوم مع الماء (يتحلمه) وفق المعادلة:

$${NH_4^+}_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows {H_3O^+}_{(aq)} + {NH_3}_{(aq)}$$

بجمع المعادلتين تنتج معادلة حلمهة ملح سيانيد الأمونيوم:

$${NH_4}^+_{(aq)} + CN^-_{(aq)} \rightleftarrows HCN_{(aq)} + {NH_3}_{(aq)}$$

Created by: Pixel Team

3. ثابت حلمهته:

$$K_h = \frac{[NH_3][HCN]}{[CN^-][NH_4{}^+]}$$

4. نضرب البسط والمقام للطرف الأيمن لعلاقة Kh بالجداء الأيوني للماء $K_w = [H_3O^+].[OH^-]$ فنجد:

$$K_h = \frac{[NH_3]}{[NH_4{}^+][OH^-]} . \frac{[HCN]}{[CN^-][H_3O^+]} . [OH^-].[H_3O^+]$$

$$K_h = \frac{1}{K_b} \times \frac{1}{K_a} \times K_w$$

وبالتالي نجد العلاقة التي تربط ثابت حلمهة الملح وثابت تأين حمض السيانيدKa وثابت تأين هدروكسيد الأمونيومKb:

$$K_h . K_a . K_b = K_w \quad \Leftrightarrow \quad K_h = \frac{K_w}{K_a . K_b}$$

وفي كل الحالات السابقة !!

تتوقف قيمة PH المحلول على قوة كل من الحمض والأساس الناتجين عن الحلمهة (أي قيم K_b و K_a):

- $K_a > K_b$ مما يعني $[H_3O^+] > [OH^-]$ أي أن الوسط حمضي $PH < 7$
- $K_a = K_b$ مما يعني $[H_3O^+] = [OH^-]$ أي أن الوسط معتدل $PH = 7$ (حالة نادرة)
- $K_a < K_b$ مما يعني $[H_3O^+] < [OH^-]$ أي أن الوسط أساسي $PH > 7$

5 المحاليل المنظمة للحموضة:

تهدف للحد من تغيرات PH عند إضافة حمض قوي أو أساس قوي بكميات قليلة، تتألف من:

1. حمض ضعيف + أحد أملاحه الذوابة.
2. أساس ضعيف + أحد أملاحه الذوابة.

ومن أمثلتها:

(HCOONa\HCOOH)
(CH3COOK\CH3COOH)
(NACN\HCN)
(NH4Cl\NH4OH)

تنويه

هذا الملف ليس مصدراً كافياً للدراسة وإنمّا لاسترجاع أهم الأفكار

لا تنسونا من صالح دعائكم

Created by: Pixel Team