

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^-

1 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.

3 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 واحدها: $g.l^{-1}$

2 ذوبانية مولية للملح واحدها: $mol.l^{-1}$

تصنيف محاليل الأملاح إلى:

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

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

3 فوق مشبعة: تترسب كمية من الملح.

Pixel

تجمع الأملاح الذوابة في كلمة (صباخ) 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 $BaCl_2, CaCl_2$

Pixel

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

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



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 لا تشتت الإشباع	تراكيز مشبعة
نعين الجداء الأيوني Q	نعين ثابت جداء الذوبان K_{sp}
$XY_s \rightleftharpoons X_{aq}^+ + Y_{aq}^-$	$XY_s \rightleftharpoons X_{aq}^+ + Y_{aq}^-$
C C C	S S S
$Q = [X^+][Y^-]$	$K_{sp} = [X^+][Y^-] = S \cdot S = S^2$

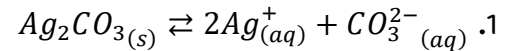
- ونميز 3 حالات:

- 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 لملاح 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:



2. ثابت جداء الذوبان:

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

	$Ag_2CO_{3(s)}$	$2Ag_{(aq)}^+$	$CO_{3(aq)}^{2-}$
تراكيز بدء	s	0	0
تراكيز محلول مشبع	0	2s	s

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



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

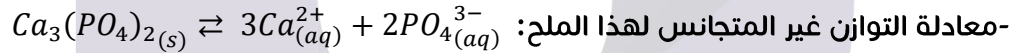


-معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح: عند إضافة حمض الكبريت يزداد تركيز أيونات الكبريتات (أيون مشترك) في المحلول فيصبح $Q > K_{sp}$ أي المحلول فوق مشبع فتترسب كمية من ملح كبريتات الباريوم حتى الوصول لحالة توازن جديدة (وهذا يتفق مع مبدأ لوشاتوليه)

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 لوشاتوليه)

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



-عند إضافة حمض كلور الماء (تام التآين) تتحد أيونات الهيدرونيوم الناتجة عن تأينه مع أيونات الفوسفات، وينتج حمض الفوسفور H_3PO_4 ضعيف التآين 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 لوشاتوليه)

القاعدة العامة:

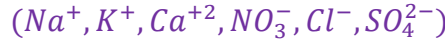
نكتب المعادلة الممثلة للتوازن غير المتجانس، نضيف إلى محلول ملح قليل الذوبان مادة (تامة التآين) تتفاعل مع أحد أيونات الملح وينتج مركب ضعيف التآين، فإن تركيز هذا الأيون سيتناقص في المحلول، ويصبح $Q < K_{sp}$ أي المحلول غير مشبع، فتذوب كمية من هذا الملح حتى الوصول لحالة توازن جديدة (بما يتفق مع مبدأ لوشاتوليه)

• 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 وأساس قوي
قوي	HNO ₃	NH ₄ OH	ضعيف	NH ₄ NO ₃	نترات الأمونيوم	مشتق من حمض قوي وأساس ضعيف
ضعيف	HCN	KOH	قوي	KCN	سيانيد البوتاسيوم	مشتق من حمض ضعيف وأساس قوي
ضعيف	HCOOH	NH ₄ OH	ضعيف	HCOONH ₄	نترات الأمونيوم	مشتق من حمض ضعيف وأساس ضعيف



- حلمة الأملاح: هي تفاعل أيون الملح الناتج من الحمض الضعيف أو الأساس الضعيف أو كليهما مع الماء وهو تفاعل عكوس (\rightleftharpoons) 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 تتحلل، ونذكر منها:

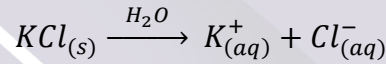


ونميز الحالات الآتية:

① الملح الناتج عن حمض قوي وأساس قوي:

مثاله: محلول مائي لملاح كلوريد الصوديوم KCl:

معادلة إماهة هذا الملح:



- أيونات الملح قوية حيادية، لا تتفاعل مع الماء، ولا تتحلل.
- وبالتالي لا يعتبر ذوبانها عملية حلمة ولا يغير من طبيعة الوسط وله قيمة PH=7 فالوسط معتدل. (يذكر ورود الفكرة كتمرين هام في أسئلة الوحدة)

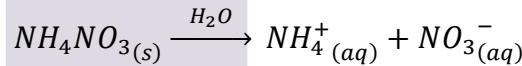
② حلمة ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

مثاله: محلول مائي لملاح نترات الأمونيوم، المطلوب:

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

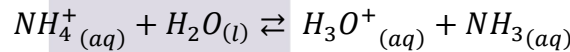
الحل:

1. معادلة الإماهة:



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

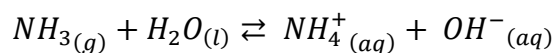
معادلة الحلمة:



3. إن الحلمة 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 الحلمة ويعطى بالعلاقة:

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

4. النشادر يتأين بالماء وفق المعادلة:



نكتب عبارة ثابت تأينه:

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

فيكون:

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

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

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

$$K_h \cdot K_b = K_w$$

الوسط الناتج عن الحلمة هو وسط **حمضي (PH < 7)**، علل؛ بسبب ظهور أيون الهيدرونيوم الذي يتحلّمه ويسلك سلوك الحمض الضعيف.

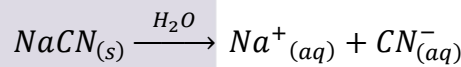
③ حلمة ملح ناتج عن أساس قوي وحمض ضعيف:

مثاله: محلول مائي لمّح سيانيد الصوديوم NaCN والمطلوب:

1. اكتب معادلة إمّاهة المّح.
2. اكتب معادلة حلمة هذا المّح ثم حدّد طبيعة الوسط الناتج.
3. اكتب عبارة ثابت حلمة هذا المّح K_h .
4. استنتج العلاقة بين ثابت حلمة هذا المّح K_h وثابت تأين حمض السيانيد K_a .

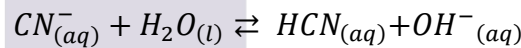
الحل:

1. معادلة الإمّاهة:



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

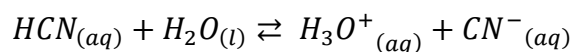
معادلة الحلمة:



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

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

4. يتأين حمض سيانيد الهيدروجين بالماء وفق المعادلة:



نكتب عبارة ثابت تأينه:

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

فيكون:

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

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

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

$$K_h \cdot K_a = K_w$$

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

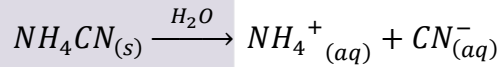
④ الناتجة عن أساس ضعيف وحمض ضعيف:

مثاله: محلول مائي لملاح سيانيد الأمونيوم NH_4CN :

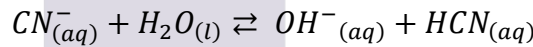
1. اكتب معادلة إماهة الملح.
2. اكتب معادلة حلمة هذا الملح.
3. اكتب عبارة ثابت حلمة هذا الملح K_h .
4. استنتج العلاقة بين ثابت حلمة هذا الملح K_h وثابت تأين حمض السيانيد K_a وثابت تأين هيدروكسيد الأمونيوم K_b .

الحل:

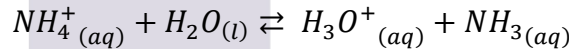
1. معادلة الإماهة:



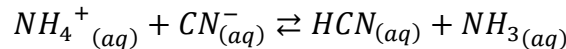
2. يتفاعل أيون السيانيد مع الماء (يتحلله) وفق المعادلة:



يتفاعل أيون الأمونيوم مع الماء (يتحلله) وفق المعادلة:



بجمع المعادلتين تنتج معادلة حلمة ملح سيانيد الأمونيوم:



3. ثابت حلمته:

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

4. نضرب البسط والمقام للطرف الأيمن لعلاقة K_h بالجاء الأيوني للماء $[OH^-] \cdot [H_3O^+] = K_w$ فنجد:

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

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

وبالتالي نجد العلاقة التي تربط ثابت حلمة الملح وثابت تأين حمض السيانيد K_a وثابت تأين هيدروكسيد الأمونيوم K_b :

$$K_h \cdot K_a \cdot K_b = K_w \Leftrightarrow K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

وفي كل الحالات السابقة !!

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

- ✦ $K_a > K_b$ 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 $PH > 7$

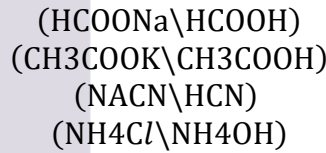
5 المحاليل المنظمة للحموضة:

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:



تنويه

هذا الملف ليس مصدراً كافياً للدراسة وإنما لاسترجاع أهم الأفكار

لا تنسوننا من صالح دعائكم

