

المحاليل المائية للأملح

قطبيّة الأملح :

نشاط: أكمل الجدول الآتي :

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^-

تعريف الملح: مركب أيوني يتميّح بخاصيّة قطبيّة يتألّف 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.

تصنيف الأملح وفق ذوبانيّتها:

ذوبانيّة الملح: هي تركيز الملح في محلوله المشبع عند درجة حرارة محدّدة وهي ثابت فيزيائيّ خاصّ بكلّ ملح ويُرّمز لها بالرمز (S) ولها نوعان:

(1) ذوبانيّة كليّة للملح تقدر $(g \cdot L^{-1})$.

(2) ذوبانيّة موليّة للملح تقدر $(mol \cdot L^{-1})$.

ملاحظات: (1) تصنّف محاليل الأملح إلى (غير مشبعة - مشبعة - فوق مشبعة).

فالحلول غير المشبع هو الذي يذوب فيه كمية إضافية من الملح. وأما المحلول المشبع فلا تذوب فيه كمية إضافية من الملح. وأما المحلول فوق المشبع فهو المحلول الملحي الذي يتشكل فيه راسب.

(2) الأملح الذوّابة: قيمة ذوبانيّتها أكبر من $0.1 mol \cdot L^{-1}$ عند الدرجة $25^\circ C$. مثل أملح الصوديوم والبوتاسيوم والنترات والحلات.

(3) الأملح قليلة الذوبان: قيمة ذوبانيّتها أقل من

$0.001 mol \cdot L^{-1}$ عند الدرجة $25^\circ C$ مثل ملح كربونات

الكالسيوم، كبريتات الباريوم، كبريتات الفضة، كلوريد الفضة، كلوريد الرصاص، فوسفات ثلاثي الكالسيوم.

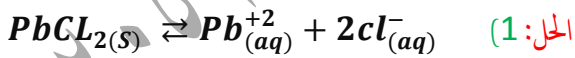
التوازن غير المتجانس للأملح قليلة الذوبان:

نشاط: عند وضع كميّة من ملح كلوريد الرصاص في الماء يحصل توازن غير متجانس بين الطور الصلب والطور المذاب (أيونات الكلوريد وأيونات الرصاص) المطلوب:

(1) أكتب معادلة التوازن غير المتجانس للملح.

(2) أكتب عبارة الجداء الأيوني Q.

(3) أكتب عبارة ثابت جداء الذوبانيّة K_{sp} إذا كان محلوله مشبع.

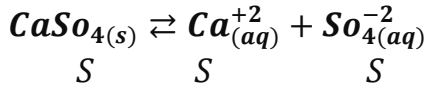


(2) $Q = [Pb^{+2}][Cl^-]^2$

(3) $K_{sp} = [Pb^{+2}][Cl^-]^2$

نتيجة: الجداء الأيوني Q: يمثّل جداء تراكيز أيونات الملح قليل الذوبان مرفوعة كلّ منها إلى أسّ يساوي أمثالها التفاعليّة قبل الوصول لحالة الإشباع.

معادلة التوازن غير المتجانس:



$$K_{sp}(CaSO_4) = [Ca^{+2}][So^{-2}]$$

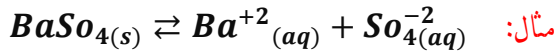
$$K_{sp}(CaSO_4) = (S) \cdot (S) = S^2$$

$$K_{sp}(CaSO_4) = (5 \times 10^{-3})^2 = 25 \times 10^{-6}$$

تطبيقات جداء الذوبان:

(1) ترسيب ملح في محلوله المشبع:

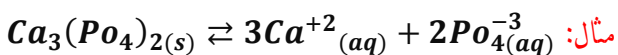
عندما يُضاف إلى المحلول المشبع ملح قليل الذوبان مادة تحتوي على أحد أيونات هذا الملح فإن تركيز هذا الأيون **سيزداد** في المحلول فيصبح $Q > K_{sp}$ أي المحلول فوق مشبع **فتترسب** كمية من الملح قليل الذوبان حتى الوصول لحالة توازن جديدة (وهذا يتفق مع قاعدة لوشاتوليه).



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

(2) إذابة ملح قليل الذوبان:

عندما يُضاف إلى محلول ملح قليل الذوبان مادة تتفاعل مع أحد أيونات هذا الملح وينتج مركب **ضعيف التأين** فإن تركيز هذا الأيون **سيناقص** في المحلول ويصبح $Q < K_{sp}$ أي المحلول غير مشبع **فتذوب** كمية إضافية من هذا الملح حتى الوصول لحالة توازن جديدة (وهذا يتفق مع قاعدة لوشاتوليه).



أما ثابت جداء الذوبان K_{sp} يمثل جداء تراكيز أيونات الملح قليل الذوبان، مرفوعة كل منها إلى أس يساوي أمثالها التفاعلية في المحلول المشبع. ونميز ثلاث حالات:

$$K_{sp} > Q \text{ المحلول غير مشبع.}$$

$$K_{sp} = Q \text{ المحلول مشبع.}$$

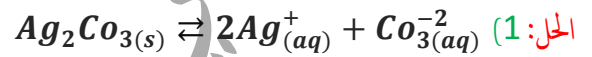
$$K_{sp} < Q \text{ المحلول فوق مشبع (يتشكل راسب من الملح).}$$

تطبيق: محلول مائي مشبع ملح كربونات الفضة ذوبانيته المولية S

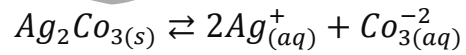
(1) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.

(2) اكتب العلاقة المعبرة عن ثابت جداء الذوبان ثم

استنتج قيمة جداء ذوبان بدلالة S.



(2) ثابت جداء الذوبان: $K_{sp} = [Ag]^{+2}[Co_3^{-2}]$

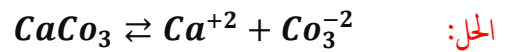


$$S \quad 2S \quad S$$

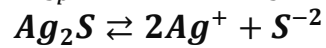
$$K_{sp}(Ag_2Co_3) = (2S)^2(S) = 4S^3$$

نشاط: اكتب علاقة K_{sp} لكل من الأملاح قليلة الذوبان

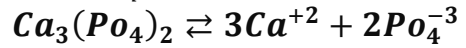
الآتية: $Ca_3(PO_4)_2 - Ag_2S - CaCO_3$



$$K_{sp} = [Ca^{+2}][Co_3^{-2}]$$



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



$$K_{sp} = [Ca^{+2}]^3[PO_4^{-3}]^2$$

تطبيق: تستخدم كبريتات الكالسيوم (الجبس) $CaSO_4$ في

جبائر تثبيت العظام المكسورة المطلوب:

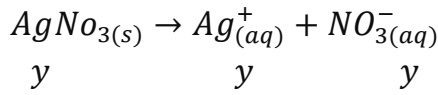
احسب ثابت جداء الذوبان للمحلول المائي لكبريتات

الكالسيوم إذا علمت أن ذوبانيته الكتلية $0.68 \text{ g} \cdot L^{-1}$.

الحل: $C_{(mol.L^{-1})} = \frac{C_{(g.L^{-1})}}{M_{(CaSO_4)}} = \frac{0.68}{136}$

$$C = 5 \times 10^{-3} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

4) يتمية الملح المضاف وفق المعادلة:



تركيز الأيونات المضافة:

$$y = [AgNO_{3(s)}] = [Ag^+_{(aq)}] = [NO_3^-_{(aq)}]$$

تركيز أيونات الفضة الجديد في المحلول:

$$[Ag^+_{(aq)}]' = 1.5 \times 10^{-5} + 2.5 \times 10^{-5}$$

$$= 4 \times 10^{-5} mol.L^{-1}$$

$$Q_{(AgCl)} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$Q_{(AgCl)} = (4 \times 10^{-5})(2.5 \times 10^{-5})$$

$$Q_{(AgCl)} = 10 \times 10^{-10}$$

$$Q_{(AgCl)} > K_{sp}$$

المحلول فوق مشبع فيترسب قسم من ملح كلوريد الفضة.

5) إضافة مادة تأينها تام أو ذوابة تحتوي على أحد أيونات

هذا الملح مثل: KCl .

تطبيق: يضاف $100ml$ من محلول نترات الرصاص

$Pb(NO_3)_2$ ذي التركيز $0.05 mol.L^{-1}$ إلى

$400ml$ من محلول $NaCl$ ذي التركيز $0.1 mol.L^{-1}$

فإذا كان $K_{sp}(PbCl_2) = 1.6 \times 10^{-6}$ في شروط

التجربة المطلوب أبتين حسابياً إن كان جزء من

ملح كلوريد الرصاص $PbCl_2$ يترسب أولاً؟

الحل: $PbCl_{2(s)} \rightleftharpoons Pb^{+2}_{(aq)} + 2Cl^-_{(aq)}$

نحسب التراكيز بعد المزج C' :

$$[Pb(NO_3)_2] = \frac{0.05 \times 100}{500} = 0.01 mol.L^{-1}$$

$$[NaCl] = \frac{0.1 \times 400}{500} = 0.08 mol.L^{-1}$$

احسب قيمة الجداء الأيوني للملح:

$$Q_{(PbCl_2)} = [Pb^{+2}][Cl^-]^2$$

$$Q_{(PbCl_2)} = (0.01) \times (0.08)^2 = 64 \times 10^{-6}$$

عند إضافة حمض كلور الماء تتحد أيونات الهيدرونيوم الناتجة

عن تأينه مع أيونات الفوسفات وينتج حمض الفوسفور H_3PO_4

ضعيف التأيين فيتناقص تركيز أيونات الفوسفات ويصبح

$Q < K_{sp}$ أي المحلول غير مشبع فتذوب كمية إضافية من

ملح فوسفات ثلاثي الكالسيوم حتى الوصول للحالة

توازن جديدة (وهذا يتفق مع قاعدة لوشاتوليه).

تطبيق: محلول مائي مشبع لملح كلوريد الفضة قليل الذوبان،

إذا علمت أن له $K_{sp}(AgCl) = 6.25 \times 10^{-10}$

في شروط التجربة المطلوب:

1) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.

2) احسب تركيز أيونات الكلوريد في محلوله المشبع.

3) احسب ذوبانية هذا الملح $g.L^{-1}$

4) يضاف إلى محلول الملح السابق مسحوق ملح نترات الفضة

بحيث يصبح تركيزه $1.5 \times 10^{-5} mol.L^{-1}$ اكتب معادلة إماعة

ملح نترات الفضة ثم أبتين بالحساب إن كان يترسب

ملح كلوريد الفضة أولاً.

5) اقترح طريقة ثانية لترسيب هذا الملح في محلوله المشبع.

الحل: 1) $AgCl_{(s)} \rightleftharpoons Ag^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

$$S \quad S \quad S$$

$$K_{sp}(AgCl) = [Ag^+][Cl^-] \quad (2)$$

$$6.25 \times 10^{-10} = S^2$$

$$S = 2.5 \times 10^{-5} mol.L^{-1}$$

$$s = [Cl^-] = [Ag^+]$$

$$S_{(g.L^{-1})} = C (mol.L^{-1}) \cdot M_{(AgCl)} \quad (3)$$

$$M_{(AgCl)} = 108 + 35.5 = 134.5 g.mol^{-1}$$

$$S_{(g.L^{-1})} = 2.5 \times 10^{-5} \times 134.5$$

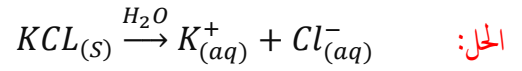
$$= 3.5875 \times 10^{-7} g.L^{-1}$$

أقارب النتائج بما أن: $Q_{(PbCl_2)} > K_{sp}(PbCl_2)$

الحلول فوق مشبع يتشكل راسب من $(PbCl_2)$.
حلمهة الملح:

- حلمهة الأملاح: هو تفاعل أيونات الملح الناتج من الحمض الضعيف أو الأساس الضعيف مع الماء. وهو تفاعل عكوس. ينتج عنه الحمض أو الأساس أحدهما أو كلاهما ضعيف. وغالباً يرافقه تغير في قيمة pH المحلول.
- أيونات الملح الناتجة من حمض قوي أو أساس قوي حيادية لا تتفاعل مع الماء، أي لا تتحلل.

تطبيق: اكتب معادلة إمارة ملح كلوريد البوتاسيوم ثم أحدد طبيعة الوسط مفسراً الإجابة.



الوسط معتدل لأن أيونات الملح حيادية لا تتحلل.

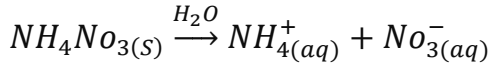
- المحاليل المائية للأملاح الذوابة حمضية أو أساسية أو معتدلة ويعود هذا الاختلاف إلى قوة الحموض والأسس التي اشتقت منها تلك الأملاح.

A: حلمهة ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

نشاط: محلول مائي ملح نترات الأمونيوم المطلوب:

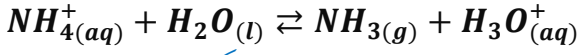
- (1) اكتب معادلة إمارة الملح.
- (2) اكتب معادلة حلمهة هذا الملح ثم أحدد طبيعة الوسط الناتج.
- (3) اكتب عبارة ثابت حلمهة هذا الملح.
- (4) استنتج العلاقة بين ثابت حلمهة هذا الملح وثابت تأين المحلول المائي للنشادر.

الحل: (1) يتمية ملح نترات الأمونيوم وفق المعادلة الآتية:



(2) أيون النترات حيادي لا يتفاعل مع الماء أما أيون

الأمونيوم يتفاعل مع الماء (يتحلل) وفق المعادلة الآتية:



(3) إن الحلمهة تحدث للأيون الضعيف من الملح (الجزء

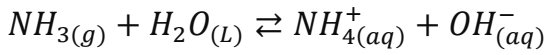
الأساسي $NH_4^+(aq)$ وينتج أيون $H_3O^+(aq)$ مما يدل

على أن المحلول أصبح حمضياً وقيمة $pH < 7$ و ثابت

التوازن لهذا التفاعل، يسمى بثابت الحلمهة ويعطى

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

(4) النشادر يتأين بالماء وفق المعادلة:



و ثابت تأينه: $K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$ فيكون:

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

نتيجة: عند حلمهة الأملاح الناتجة عن حمض قوي

وأساس ضعيف يتحلل الأيون الناتج عن الأساس

الضعيف وتكون قيمة $pH < 7$.

$$K_h K_b = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14} = K_w$$

تطبيق: محلول مائي ملح نترات الأمونيوم تركيزه

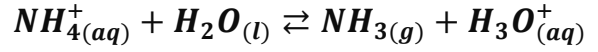
0.18 mol.L^{-1} إذا علمت أن ثابت تأين محلول

النشادر عند الدرجة $25^\circ C$ يساوي 1.8×10^{-5} احسب:

- (1) قيمة ثابت حلمهة هذا الملح.
- (2) قيمة كل من $[H_3O^+]$, $[OH^-]$
- (3) قيمة pH المحلول ثم أحدد طبيعة المحلول الناتج.
- (4) النسبة المئوية المتحللة من هذا الملح.

$$K_h = \frac{K_w}{K_b} = \frac{10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = \frac{10^{-9}}{1.8} \quad \text{(الحل: 1)}$$

(2) الملح نترات الأمونيوم يتحلله وفق المعادلة الآتية:



0.18	0	0
0.18 - x	x	x

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

$$\frac{10^{-9}}{1.8} = \frac{x^2}{0.18 - x}$$

تُهمل x أمام 0.18 من المقام لصغرهما 10^{-10}

$$x = [H_3O^+] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[10^{-5}] = 5 \quad \text{(3)}$$

والوسط حمضي $pH=5 < 7$

(4) حساب النسبة المئوية المتحللة من الملح في هذه الحالة:

كل $10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$ من ملح نترات الأمونيوم يتحلله منه 10^{-5}

كل 100 mol.L^{-1} من ملح نترات الأمونيوم يتحلله منه y .

$$y = \frac{10^{-5} \times 100}{0.18} = 5.5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

وتكتب ككسبة مئوية: $y = 5.5 \times 10^{-3} \%$

B: حلمة ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس قوي:

نشاط: محلول مائي ملح سيانيد الصوديوم المطلوب:

(1) اكتب معادلة إمامة الملح.

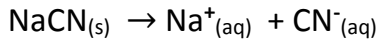
(2) اكتب معادلة حلمة هذا الملح ثم أحدد طبيعة الوسط.

(3) اكتب عبارة ثابت حلمة هذا الملح

(4) استنتج العلاقة بين ثابت حلمة هذا الملح K_h وثابت

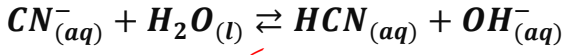
تأين حمض السيانيد K_a .

(الحل: 1) يتمية ملح سيانيد الصوديوم وفق المعادلة الآتية:



(2) أيون الصوديوم حيادي لا يتفاعل مع الماء أما أيون

السيانيد يتفاعل مع الماء (يتحلله) وفق المعادلة الآتية:



إن الحلمة تحدث للأيون الضعيف من الملح (الجزء

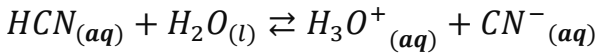
الحمضي) CN^- وينتج أيون OH^- مما يدل على

أن المحلول أصبح أساسياً وقيمة $pH > 7$.

(3) ثابت التوازن لهذا التفاعل يسمى بثابت الحلمة

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

(4) يتأين حمض السيانيد الهيدروجين بالماء وفق المعادلة:



وثابت تأينه: $K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]}$ فيكون:

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

نتيجة: عند حلمة الأملاح الناتجة عن حمض ضعيف

وأساس قوي يتحلله الأيون الناتج عن الحمض

الضعيف وتكون قيمة $pH > 7$ و $K_h K_a = K_w$

تطبيق: محلول مائي ملح خلات الصوديوم تركيزه 0.2 mol.L^{-1}

وقيمة ثابت تأين حمض الخل في شروط التجربة 2×10^{-5}

(1) احسب قيمة pOH هذا المحلول.

(2) استنتج طبيعة المحلول الناتج.

(3) يضاف إلى المحلول السابق قطرات من محلول $NaOH$

بحيث تركيزه 0.01 mol.L^{-1} احسب النسبة المئوية المتحللة

من ملح خلات الصوديوم في هذه الحالة.

(الحل: 1) يتمية ملح خلات الصوديوم وفق المعادلة:

حساب النسبة المئوية المتحلّمة من خلات الصوديوم في هذه الحالة:

كل 0.2 mol. L^{-1} من ملح خلات الصوديوم يتحلّمه منه 10^{-8}

كل 100 mol. L^{-1} من ملح خلات الصوديوم يتحلّمه منه y .

$$y = \frac{10^{-8} \times 100}{0.2} = 5 \times 10^{-6} \text{ mol. L}^{-1}$$

وتكتب كنسبة مئوية: $y = 5 \times 10^{-6} \%$

نشاط: محلول مائيّ للملح سيانيد الصوديوم تركيزه 0.05 mol. L^{-1}

إذا علمت أنّ قيمة ثابت حلمة هذا الملح 2×10^{-5}

(1) حساب قيمة pH هذا المحلول.

(2) ما طبيعة هذا المحلول؟ علّل إجابتك.



تراكيز البدء 0.05 0 0

توازن $0.05 - x$ x x

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

$$2 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.05 - x}$$

تُهمل x لصغرها. $2 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.05}$ وبالتالي: $x^2 = 10^{-6}$

$$x = 10^{-3} \text{ mol. L}^{-1} = [OH^-]$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-11} = 11$$

(2) طبيعة الوسط أساسي لأن: $pH > 7$

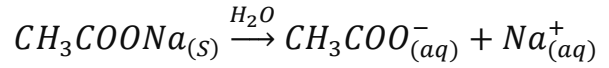
C: حلمة ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف:

نشاط: محلول مائيّ للملح خلات الأمونيوم المطلوب:

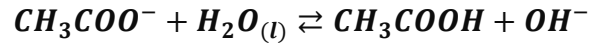
(1) اكتب معادلة إمارة هذا الملح.

(2) اكتب معادلة حلمة هذا الملح.

(3) اكتب عبارة ثابت حلمة هذا الملح.



ويتحلّمه وفق المعادلة:



تراكيز بدء 0.2 0 0

توازن $0.2 - x$ x x

علاقة ثابت الحلمة بدلالة التراكيز:

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} = 5 \times 10^{-10}$$

$$5 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.2 - x} \quad \text{نعوض بـ } K_h:$$

تُهمل x أمام 0.2 من المقام لصغرها $x^2 = 10^{-10}$

$$x = [OH^-] = 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

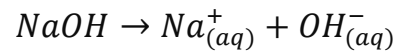
$$pOH = -\log[OH^-] = -\log[10^{-5}] = 5$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 5 = 9$$

(2) طبيعة المحلول الناتج عن الحلمة أساسية لأن

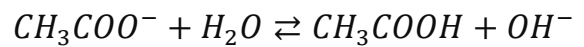
$$pH = 9 > 7$$

(3) يتأين $NaOH$ كلياً بالماء وفق المعادلة:



حيث: $[NaOH] = [Na^+] = [OH^-]$

حساب النسبة المئوية المتحلّمة من خلات الصوديوم في هذه الحالة:



تراكيز بدء 0.2 0 0

توازن $0.2 - x$ x $0.01 + x$

علاقة ثابت الحلمة بدلالة التراكيز:

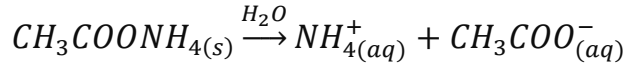
$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]}$$

$$5 \times 10^{-10} = \frac{x(0.01+x)}{0.2-x} \quad \text{بالتعويض:}$$

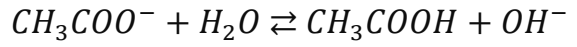
تُهمل x أمام 0.01 في البسط، تُهمل x أمام 0.2 في المقام

$$x = \frac{5 \times 10^{-10}(0.2)}{0.01} = 10^{-8} \text{ mol. L}^{-1}$$

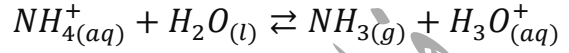
الحل: 1) يتمية ملح خلات الأمونيوم وفق المعادلة الآتية:



2) يتفاعل أيون الخلات مع الماء (يتحلله) وفق المعادلة الآتية:



يتفاعل أيون الأمونيوم مع الماء (يتحلله) وفق المعادلة الآتية:



بجمع المعادلتين السابقتين تنتج المعادلة المثلثة لحملة ملح خلات الأمونيوم:



$$K_h = \frac{[NH_3][CH_3COOH]}{[NH_4^+][CH_3COO^-]} \quad \text{3) ثابت الحملة:}$$

يُضرب البسط والمقام للطرف الأيمن لعلاقة K_h بالجداء

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] \quad \text{الأيوني للماء}$$

$$K_h = \frac{[NH_3]}{[NH_4^+][OH^-]} \times \frac{[CH_3COOH]}{[CH_3COO^-][H_3O^+]} [H_3O^+][OH^-]$$

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

ملاحظات: 1) الأملاح الناتجة عن تفاعل حمض ضعيف

وأساس ضعيف تتحلله بتفاعل جزئي الملح الحمضي

والأساسي مع الماء.

2) ثابت حملة الملح يعطى بالعلاقة:

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \times K_b} = \frac{10^{-14}}{K_a \times K_b}$$

3) تتوقف قيمة pH المحلول على قوة كل من الحمض

والأساس الناتجين عن الحملة:

$$a) \text{ إذا كان } K_a > K_b \text{ فإن } [H_3O^+] > [OH^-]$$

أي الوسط حمضي (بقليل $pH < 7$)

$$b) \text{ إذا كان } K_a < K_b \text{ فإن } [H_3O^+] < [OH^-]$$

أي الوسط أساسي (بقليل $pH > 7$).

$$c) \text{ إذا كان } K_a = K_b \text{ فإن } [H_3O^+] = [OH^-]$$

أي الوسط معتدل (حالة نادرة $pH = 7$).

المحاليل المنظمة للحموضة:

يتألف المحلول المنظم للحموضة من محلول حمض ضعيف وأحد أملاحه الذوابة أو من محلول أساس ضعيف وأحد أملاحه الذوابة.

فمحلول حمض الخل وخلات الصوديوم يحد من تغير قيمة pH

المحلول عندما نضيف له كمية قليلة من حمض قوي أو

أساس قوي. ومحلول هيدروكسيد الأمونيوم وكوريد الأمونيوم يحد

من تغير قيمة pH المحلول عندما نضيف له كمية قليلة من

حمض قوي أو أساس قوي.

اختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1) الملح الذوابة الذي يتحلله في الماء من الأملاح

الآتية هو:

(a) KCl (b) $NaNO_3$

(c) NH_4NO_3 (d) $CaSO_4$

التفسير: ملح نترات الأمونيوم يحوي على أيون الأمونيوم الذي

يتحلله أما ملح كلوريد البوتاسيوم ونترات الصوديوم فهما ملحان

ناحزان عن حمض قوي وأساس قوي فجزأي الملح

لا يتحللهان أما ملح كبريتات الكالسيوم فهو ملح شحيح

الذوابة ولا يتحلله.

2) المحلول المائي الذي له أكبر قيمة pH من المحاليل الآتية المتساوية التراكيز هو:

- (a) NaCl (b) CH_3COONH_4
(c) NH_4NO_3 (d) CH_3COONa

التفسير: ملح خلات الصوديوم ناتج عن حمض ضعيف وأساس قوي فله صفة أساسية أما ملح كلوريد الصوديوم فملح ناتج عن حمض قوي وأساس قوي وجزأي الملح لا يتحللها بالتحليل المحلول معتدل أما ملح نترات الأمونيوم فملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف فله صفة حمضية أما ملح خلات الأمونيوم فملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف وبما أن $K_a = K_b$ فالخول معتدل.

3) يحصل توازن غير متجانس بين الطور الصلب والطور المذاب في محلول مائي لملح قليل الذوبان هو:

- (a) $PbCrO_4$ (b) $Pb(NO_3)_2$
(c) Na_2SO_4 (d) $(NH_4)_3PO_4$

التفسير: لأن ملح كرومات الرصاص قليل الذوبان أما بقية الأملاح فهي ذوابة.

4) محلول مائي لملح Na_2CO_3 تركيزه $1.6 mol.L^{-1}$ يمدد بإضافة كمية من الماء المقطر إليه بحيث يصبح حجمه أربعة أضعاف ما كان عليه، فيكون التركيز الجديد لأيونات

- الصوديوم في المحلول مساوياً:
(a) $0.6 mol.L^{-1}$ (b) $0.4 mol.L^{-1}$

- (c) $0.8 mol.L^{-1}$ (d) $0.2 mol.L^{-1}$

التفسير: عندما يزداد الحجم أربعة أضعاف ينقص التركيز إلى الربع أي $0.4 mol.L^{-1}$ لكن بما أن تركيز أيونات الصوديوم

ضعفي تركيز الملح فإن تركيز أيونات الصوديوم $0.8 mol.L^{-1}$
 $Na_2CO_3 \rightarrow 2Na^+ + CO_3^{2-}$

5) إذا علمت أن $K_{sp}(AgCl) = 6.25 \times 10^{-10}$ عند درجة حرارة معينة، فيكون تركيز أيونات الفضة مقدراً بـ $mol.L^{-1}$ في المحلول المشبع $AgCl$ مساوياً:

- (a) 1.25×10^{-10} (b) 2.5×10^{-10}
(c) 2.5×10^{-5} (d) 6.25×10^{-5}

6) عند تمديد محلول مائي لملح KNO_3 تركيزه $2.4 mol.L^{-1}$ بإضافة كمية من الماء المقطر إليه تساوي ثلاثة أمثال حجمه، يكون التركيز الجديد للمحلول مقدراً بـ $mol.L^{-1}$ هو:

- (a) 0.6 (b) 0.4
(c) 0.3 (d) 0.2

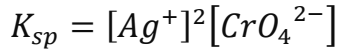
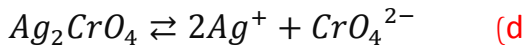
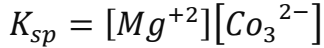
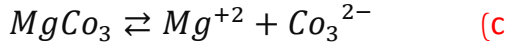
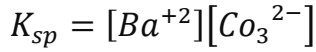
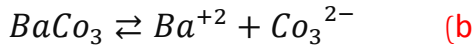
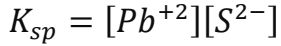
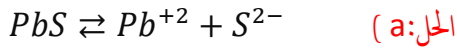
التفسير: عند إضافة ثلاثة أمثال حجم الماء إلى حجم المحلول الأصلي يصبح حجم المحلول النهائي أربعة أضعاف ما كان عليه وبالتالي ينقص التركيز إلى الربع.
ثانياً: اعطِ تفسيراً علمياً:

1) ذوبان ملح نترات البوتاسيوم بالماء لا يعدّ حلمة.

الجواب: لأن الأيونات الناتجة عن تأين هذا الملح حيادية لا تتفاعل مع الماء.

2) جميع الأملاح تتمتع بخاصية قطبية.

الجواب: لأنها تتألف من شق موجب أساسي وشق سالب حمضي.



رابعاً: حلّ المسائل الآتية:

المسألة الأولى: محلول مائيّ لملح خلات البوتاسيوم تركيزه

0.2 mol. L^{-1} فإذا علمت أنّ له $pH = 9$ عند الدرجة

$25^\circ C$ والمطلوب:

(1) اكتب معادلة حلمة هذا الملح.

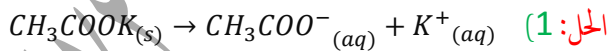
(2) احسب قيمة $[H_3O^+]$.

(3) احسب قيمة ثابت الحلمة للمحلول الملحيّ.

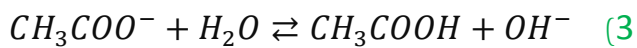
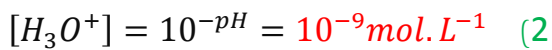
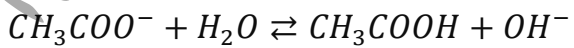
(4) احسب ثابت تأين حمض الخلّ.

(5) احسب النسبة المئوية المتحلّمة.

(6) ما طبيعة الوسط الناتج عن الحلمة؟ علّل إجابتك.



معادلة الحلمة:



بدء 0.2 0 0

توازن 0.2 - x x x

(3) أملاح الصوديوم شديدة الذوبان بالماء.

الجواب: لأن قوى التجاذب بين أيونات الملح في

بلوراته أصغر من قوى التجاذب بين أيونات الملح

وجزيئات الماء أثناء عملية الذوبان.

(4) ملح كرومات الفضة قليل الذوبان بالماء.

الجواب: لأن قوى التجاذب بين أيونات الملح في

بلوراته أكبر من قوى التجاذب بين أيونات الملح

وجزيئات الماء أثناء عملية الذوبان.

ثالثاً: أجب عن السؤالين الآتين:

(1) يحوي بيشر محلول مشبع لملح $PbCrO_4$ قليل الذوبان

بالماء، يضاف إليه قطرات من محلول نترات الرصاص II عديم

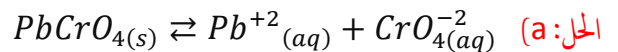
اللون فيتشكل راسب من كرومات الرصاص II. المطلوب:

(a) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لملح كرومات الرصاص II.

(b) اشرح آلية الترسيب التي حدثت لقسم من هذا الملح.

(c) اقترح طريقة ثانية لترسيب قسم من هذا الملح.

(d) اقترح طريقة لفصل المحلول عن الراسب.



(b) يزداد تركيز أيونات الرصاص ويصبح $Q > K_{sp}$ تترسب كمية

من هذا الملح.

(c) إضافة قطرات من محلول كرومات البوتاسيوم.

(d) يتم الفصل بالترشيح.

(2) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس، وعلاقة جداء

الذوبان لكل من محاليل الأملاح المشبعة الآتية:



المسألة الثالثة: محلول مائي ملح نترات الأمونيوم NH_4NO_3

تركيزه $2 \times 10^{-3} mol.L^{-1}$ فإذا علمت أن ثابت

تأين النشادر عند $25^\circ C$ هو $K_b = 2 \times 10^{-5}$ المطلوب:

(1) اكتب معادلتَي إماهة وحلمهة هذا الملح.

(2) احسب قيمة ثابت الحلمهة للمحلول الملحي.

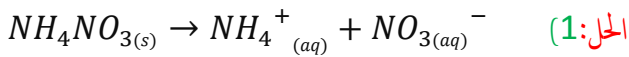
(3) احسب قيمة $[OH^-]$.

(4) احسب قيمة pH المحلول، ماذا تستنتج؟

(5) إذا أضيف إلى المحلول السابق قطرات من محلول

حمض كلور الماء تركيزه $0.01 mol.l^{-1}$ المؤيئة المتحلمة

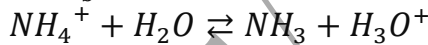
من ملح نترات الأمونيوم في هذه الحالة.



معادلة الحلمهة: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$

(2) $K_h K_b = 10^{-14}$

$K_h = \frac{10^{-14}}{K_b} = \frac{10^{-14}}{2 \times 10^{-5}} = 5 \times 10^{-10}$



بدء 2×10^{-3} 0 0

توازن $2 \times 10^{-3} - x$ x x

$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-3} - x}$

$5 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-3}}$ تهمل x لصغرها

$\Rightarrow x^2 = 2 \times 10^{-3} \times 5 \times 10^{-10}$

$x^2 = 10^{-12} \Rightarrow x = 10^{-6} mol.l^{-1}$

$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8} mol.l^{-1}$

$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-6} = 6$ (4)

المحلول حمضي $pH < 7$.

$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{x^2}{0.2 - x}$

$x = [OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5} mol.L^{-1}$

تهمل x لصغرها أمام 0.2 $K_h = \frac{x^2}{0.2 - x}$

$K_h = \frac{(10^{-5})^2}{0.2} = 5 \times 10^{-10}$

$K_h K_a = 10^{-14}$ (4)

$K_a = \frac{10^{-14}}{K_h} = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{-5}$

(5) النسبة المئوية المتحلمة $= \frac{10^{-5}}{0.2} \times 100 = 5 \times 10^{-3} \%$

(6) طبيعة المحلول أساسي لأن $pH > 7$.

المسألة الثانية: محلول مائي مشبع ملح كبريتات الفضة Ag_2SO_4

تركيزه $0.015 mol.L^{-1}$ ، والمطلوب:

(1) احسب ثابت جداء الذوبان للمحلول كبريتات الفضة.

(2) يضاف إلى محلول الملح السابق ملح كبريتات الصوديوم

Na_2SO_4 بحيث يصبح تركيزه في المحلول $0.01 mol.L^{-1}$

بين حسابيا إن كان ملح كبريتات الفضة يترسب أو لا

(الحل: المحلول مشبع: $Ag_2SO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$

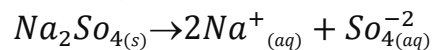
S 2S S

$[Ag^+] = 2S = 2 \times 0.015 = 3 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$

$[SO_4^{2-}] = S = 1.5 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$

$K_{sp} = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}] = (3 \times 10^{-2})^2 (1.5 \times 10^{-2})$

$K_{sp} = 1.35 \times 10^{-6}$



10^{-2} 2×10^{-2} 10^{-2}

$[SO_4^{2-}] = 1 \times 10^{-2} + 1.5 \times 10^{-2} = 2.5 \times 10^{-2} mol.L^{-1}$

$Q = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}] = (3 \times 10^{-2})^2 (2.5 \times 10^{-2})$

$Q = 22.5 \times 10^{-6}$

$Q > K_{sp}$ المحلول فوق مشبع يتشكل راسب.

$$[So4^{-2}] = C_{Na_2So_4} = 1 \times 10^{-5} mol.l^{-1}$$

$$K_{sp} = [Ba^{+2}][So4^{-2}] = S^2$$

$$K_{sp} = (1 \times 10^{-5})^2 = 10^{-10}$$

(2) عند إضافة حمض الكبريت يزداد تركيز أيونات الكبريتات

$So4^{-2}$ فيصبح $Q < K_{sp}$ فتترسب كمية من الملح

ووفق قاعدة لوشاتوليه يرجح التفاعل العكسي وتترسب كمية من الملح.

حل التفكير الناقد: استخدام المياه الكلسية يسبب ترسب

كربونات الكالسيوم على أجزاء في الغسالات أو سخانات المياه، ولإزالتها يضاف كمية من محلول حمض كلور الماء، فسّر ذلك.

الجواب: تتفاعل أيونات الهدرونيوم الناتجة من تأين حمض

كلور الماء مع أيونات الكربونات فيتشكل حمض الكربون ضعيف

التأين ويصبح $Q < K_{sp}$ يذوب ملح كربونات الكالسيوم فيرجح التفاعل

المباشر $CaCO_3 \rightleftharpoons Ca^{2+} + CO_3^{2-}$ وتذوب كمية إضافية

من ملح كربونات الكالسيوم.

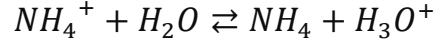
انتهى البحث

ندعوكم للانضمام إلى قناتنا على التيلغرام:

قناة فراس قلعه جي للفيزياء والكيمياء

(5) حمض كلور الماء قوي وحيد الوظيفية الحمضية:

$$[H_3O^+] = C_a = 0.01 mol.l^{-1}$$



$$\begin{array}{ccc} \text{بدء} & 2 \times 10^{-3} & 0 & 0 \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} \text{توازن} & 2 \times 10^{-3} - x & x & 0.01 + x \end{array}$$

$$K_h = \frac{x(0.01 + x)}{2 \times 10^{-3} - x}$$

$$5 \times 10^{-10} = \frac{x(0.01 + x)}{2 \times 10^{-3} - x}$$

تُهمل x المضافة والمطروحة لصغرهما.

$$5 \times 10^{-10} = \frac{(0.01x)}{2 \times 10^{-3}}$$

$$x = \frac{2 \times 10^{-3} \times 5 \times 10^{-10}}{0.01} = 10^{-10} mol.l^{-1}$$

كل 2×10^{-3} يتحلّمه منها 10^{-10}

كل 100 يتحلّمه منها y

$$y = \frac{10^{-10} \times 100}{2 \times 10^{-3}} = 5 \times 10^{-6} \%$$

المسألة الرابعة: يضاف 200ml من محلول يحوي

$1 \times 10^{-5} mol$ من كلوريد الباريوم إلى 800ml

من محلول يحوي $1 \times 10^{-5} mol$ من كبريتات

البوتاسيوم للحصول على محلول مشبع من كبريتات الباريوم.

(1) احسب قيمة جداء الذوبان K_{sp} لمّح كبريتات الباريوم.

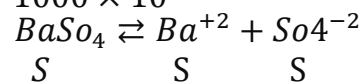
(2) يضاف قطرات من محلول حمض الكبريت المركز إلى

المحلول المشبع السابق ماذا تتوقع أن يحدث؟ علّل إجابتك.

وبين إذا كان ذلك يتفق مع قاعدة لوشاتوليه أو لا؟

الحل: (1) التراكيز الجديدة للملحين بعد المزج:

$$C = \frac{n}{v} = \frac{1 \times 10^{-5}}{1000 \times 10^{-3}} = 1 \times 10^{-5} mol.l^{-1}$$



$$[Ba^{+2}] = C_{BaCl_2} = 1 \times 10^{-5} mol.l^{-1}$$