

الحموض والأسس

نظريات في الحموض والأسس:

(1) نظرية أرينبوس:

الحمض: كل مادة كيميائية تحرر أيون هيدروجين H^+

أو أكثر عند انحلالها في الماء. $HA \rightarrow H^+ + A^-$

الأساس: كل مادة كيميائية تخرر أيون هيدروكسيد OH^- أو

أكثر عند انحلالها في الماء. $BOH \rightarrow B^+ + OH^-$

(2) نظرية برونشتد - لوري:

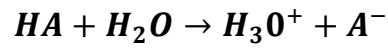
الحمض: كل مادة كيميائية قادرة على منح بروتون H^+

أو أكثر إلى مادة أخرى تتفاعل معها.

الأساس: كل مادة كيميائية قادرة على استقبال بروتون H^+

أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معها.

تطبيق: لديك التفاعل الممثل بالمعادلة الآتية:



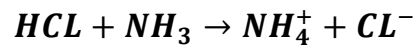
وضح أي المركبين يسلك سلوك حمض وأيهما يسلك سلوك

أساس حسب نظرية برونشتد - لوري.

الحل: HA يمنح بروتون، ويسلك سلوك حمض.

H_2O يستقبل بروتون، ويسلك سلوك أساس.

نشاط: لديك التفاعل الممثل بالمعادلة الآتية:



حدد الحمض والأساس وفق نظرية برونشتد - لوري.

الحل: $HCl + NH_3 \rightarrow NH_4^+ + Cl^-$

أساس مرافق (2) حمض مرافق (2) أساس (2) حمض (1)

(3) نظرية لويس:

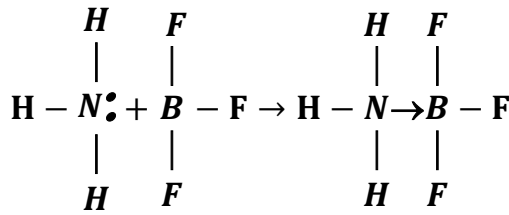
الحمض: كل مادة كيميائية قادرة على استقبال زوج

إلكتروني أو أكثر من مادة أخرى تتفاعل معها.

الأساس: كل مادة كيميائية قادرة على منح زوج إلكتروني

أو أكثر لمادة أخرى تتفاعل معها.

تطبيق: لديك التفاعل الممثل بالمعادلة الكيميائية الآتية:



(1) وضح ما نوع الرابطة بين ذرتي البور والتروجين.

(2) حدد الحمض والأساس حسب نظرية لويس.

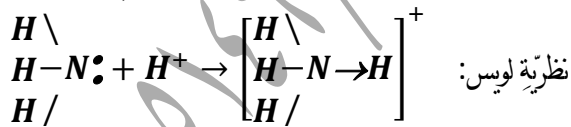
الحل: (1) تمنح ذرة التروجين زوجاً إلكترونياً غير رابط إلى

ذرة البور، فتشكل رابطة تساندية بين ذرتي البور

والتروجين.

(2) NH_3 يقوم بدور أساس و BF_3 يقوم بدور حمض.

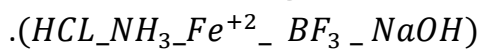
نشاط: حدد الحمض والأساس في التفاعل الآتي وفق



الحل: NH_3 يقوم بدور أساس لويس و H^+ حمض لويس.

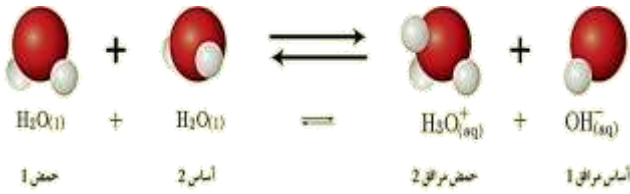
نشاط: أصنف المركبات الآتية إلى حمض أو أساس وفقاً

للتنظريات السابقة، ماذا أستنتج؟



الحل:

طبيعة	أرينبوس	برونشتد - لوري	لويس
أساس	$NaOH$	NH_3	NH_3
حمض	HCl	HCl	$Fe^{+2}_BF_3$



(2) ثابت تأين الماء عند الدرجة 25°C:

$$K_W = [H_3O^+][OH^-] = 10^{-14}$$

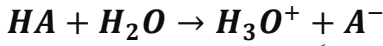
المركب المذبذب: هو مركب يسلك سلوك حمض أحياناً وسلوك

أساس أحياناً أخرى وفقاً للمادة التي يتفاعل معها (مثل الماء)

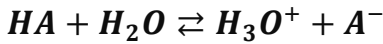
قوة الحمض وقوة الأساس:

(1a) تقاس قوة الحمض بسهولة منحه لبروتون أو أكثر، حيث

يتأين الحمض القوي كلياً وفق المعادلة:

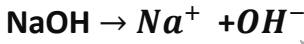


يتأين الحمض الضعيف جزئياً وفق المعادلة:

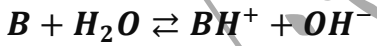


(b) تقاس قوة الأساس بسهولة استقباله لبروتون أو أكثر حيث

يتأين الأساس القوي كلياً.



ويتأين الأساس الضعيف جزئياً وفق المعادلة:



(2a) يعبر عن قوة الحمض بدرجة تأينه α وفق العلاقة:

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a}$$

C_a : التركيز البدائي للحمض.

(b) يعبر عن قوة الأساس بدرجة تأينه α وفق العلاقة:

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b}$$

C_b : التركيز الابتدائي للأساس.

ملاحظة: تكتب درجة التأين كسبة مئوية:

$$\alpha \times 100 \%$$

نتائج: نظرية أرينيويس غير كافية لتحديد الصفة الحمضية والصفة

الأساسية لجميع المركبات الكيميائية.

نظرية برونشيد - لوري أكثر شمولية من نظرية أرينيويس.

نظرية لويس فسرت السلوك الحمضي والأساسي لبعض المركبات التي يتم فيها انتقال الأزواج الإلكترونية.

الأزواج المترافقة وفق نظرية برونشيد - لوري:

أكتب معادلة تأين غاز النشادر في الماء، وأحدد الأزواج المترافقة أساس/حمض وفق نظرية برونشيد لوري ماذا أستنتج؟



عندما يمتح الحمض H_2O بروتون يتحول إلى أساس مرافق OH^- .

عندما يستقبل أساس NH_3 بروتون يتحول إلى حمض مرافق NH_4^+ .

نتيجة: يرافق كل حمض أساس يدعى أساسه المرافق.

يرافق كل أساس، حمض يدعى حمضه المرافق.

نشاط: أكتب معادلة تأين حمض الآزوت، ثم حدد الأزواج

المترافقة (أساس / حمض) وفق نظرية برونشيد - لوري.



أساس مرافق (1) حمض مرافق (2) أساس (2) حمض (1)



التأين الذاتي للماء وثابت تأينه:

يعد الماء ناقلاً رديئاً للتيار الكهربائي لاحتوائه على أيونات

قليلة والمطلوب:

(1) أكتب معادلة التأين الذاتي للماء وحدد الأزواج

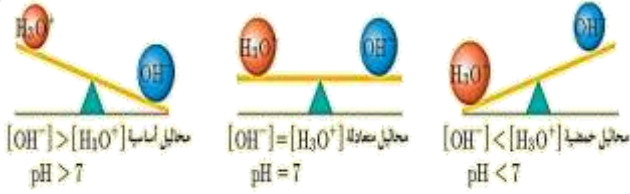
المترافقة أساس/حمض وفق نظرية برونشيد - لوري.

(2) أكتب عبارة ثابت التوازن (ثابت تأين الماء).

(2) الأس الهيدروكسيدي: $pOH = -\log[OH^-]$

(3) $pH + pOH = 14$

(4)



نشاط: يبلغ تركيز أيونات الهيدرونيوم في محلول مائي

0.01 mol. L^{-1} المطلوب حساب:

(1) تركيز أيون الهيدروكسيد.

(2) قيمة كل من pH و pOH الوسط لهذا المحلول.

(3) حدّد طبيعة الوسط.

الحل: (1) $[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-2}} = 10^{-12} \text{ mol. L}^{-1}$

(2) $pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-2} = 2$

$pOH = -\log[OH^-] = -\log 10^{-12} = 12$

(3) طبيعة الوسط حمضي: $pH < 7$

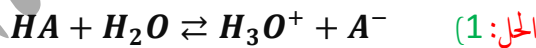
ثابت تأين الحموض الضعيفة أحادية الوظيفة:

نشاط: لديك محلول مائي لحمض ضعيف HA .

(1) أكتب معادلة تأينه.

(2) أكتب عبارة ثابت تأين الحمض الضعيف K_a .

(3) أثبت أن: $[H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a}$



(2) $K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]}$

(3) من معادلة تأين الحمض نجد: $[H_3O^+] = [A^-]$

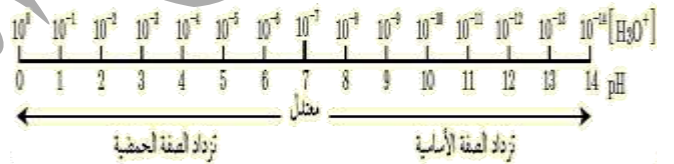
وبإهمال القيمة الضعيفة المتأينة من الحمض يمكن أن

نعتبر: $[HA] = C_a$ نعوض في علاقة K_a :

(3) عند مقارنة قوة حمضين ضعيفين فإن الأساس المرافق للحمض الأقوى هو الأساس الأضعف والأساس المرافق للحمض الأضعف هو الأساس الأقوى.

الحمض	الأساس
HCl	Cl ⁻
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻
HNO ₃	NO ₃ ⁻
H ₃ O ⁺ (aq)	H ₂ O
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻
HF	F ⁻
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻
H ₂ S	HS ⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ²⁻
NH ₄ ⁺	NH ₃
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻
HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
H ₂ O	OH ⁻
OH ⁻	O ²⁻
H ₂	H ⁻
CH ₄	CH ₃ ⁻

(4)



الأس الهيدروجيني ال pH :

نشاط: لديك محلولان لحمض قوي وحيد الوظيفة

الحمضية تركيز الأول $10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ وتركيز المحلول

الثاني $2 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$ احسب قيمة pH كل

من المحلولين السابقين.

الحل: $pH = -\log[H_3O^+]$

$pH = -\log 10^{-2} = 2$

$pH = -\log 2 \times 10^{-2} = -(0.3 - 2) = 1.7$

ملاحظات: (1) خواص اللوغاريتم العشري:

$\log(x \cdot y) = \log x + \log y$

$\log \frac{x}{y} = \log x - \log y$

$\log x^n = n \log x$

$\log 10 = 1$

ثابت تأين الأساس الضعيف:

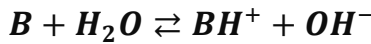
نشاط: لديك محلول أساس ضعيف B تأينه جزئي في الماء المطلوب:

(1) اكتب معادلة تأينه.

(2) استنتج علاقة ثابت تأين الأساس الضعيف K_b .

(3) أثبت أن: $[OH^-] = \sqrt{C_b K_b}$

الحل: (1) معادلة التآين:



(2) علاقة ثابت تأين الأساس:

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

(3) من معادلة تأين الأساس نجد: $[BH^+] = [OH^-]$

وبإهمال القيمة الضعيفة المتأينة من الأساس يمكن أن

نعتبر: $[B] = C_b$ نعوض في علاقة K_b :

$$K_b = \frac{[OH^-]^2}{C_b} \Rightarrow [OH^-] = \sqrt{C_b K_b}$$

ملاحظة: تزداد قوة الحمض الضعيف أو الأساس الضعيف بزيادة قيمة ثابت تأينه.

تطبيق: (a) محلول لحمض الخلل تركيزه 0.02 mol.L^{-1} ,

وثابت تأين حمض الخلل 1.8×10^{-5} والمطلوب:

اكتب معادلة تأينه واحسب قيمة $[CH_3COO^-]$ في المحلول في هذه الحالة.

(b) إذا احتوى المحلول الابتدائي حمض كلور الماء بتركيز

$10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$ بالإضافة إلى المحلول السابق.

(1) أقرن بين قيمتي تركيز $[CH_3COO^-]$

في الحالتين (a, b).

(2) أفسر ذلك وماذا أستنتج؟

$$K_a = \frac{[H_3O^+]^2}{C_a} \Rightarrow [H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a}$$

تطبيق: محلول حمض سيانيد الهدروجين تركيزه

الابتدائي 0.2 mol.L^{-1} وثابت تأين حمض سيانيد

الهدروجين 5×10^{-10} المطلوب:

(1) اكتب معادلة تأين الحمض السابق، وأحدد الأزواج المترافقة

أساس/حمض وفق برونشتد - لوري.

(2) احسب $[OH^-]$ $[H_3O^+]$

(3) احسب قيمة pH المحلول.

(4) احسب درجة تأين الحمض.

الحل: (1) $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$

حمض مرافق (2) أساس مرافق (1) أساس (2) حمض (1)



(2) طريقة أولى: بإهمال القيمة الصغيرة المتأينة من الحمض.

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a} = \sqrt{5 \times 10^{-10} \times 0.2} = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

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

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

طريقة ثانية: $HCN + H_2O \rightleftharpoons CN^- + H_3O^+$

تراكمز ابتدائية 0.2 0 0

تراكمز توازن 0.2 - x x x

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CN^-]}{[HCN]} \Rightarrow 5 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.2-x}$$

تعمل x في المقام لصغرها أمام 0.2

$$x^2 = 5 \times 10^{-10} \times 0.2 = 10^{-10}$$

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

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

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} = \frac{10^{-5}}{0.2} = 5 \times 10^{-5} \quad (4)$$

الحل:

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a} = \sqrt{0.5 \times 2 \times 10^{-4}}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-2} = 2$$

(2) محلول مائي لهدروكسيد البوتاسيوم KOH تركيزه

0.01 mol. L^{-1} نمدده بالماء المقطر 100 مرة فتكون قيمة

pH المحلول:

11 (b)

10 (a)

14 (d)

13 (c)

$$[KOH] = [OH^-] = \frac{0.01}{100} = 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1} \quad \text{الحل:}$$

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

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol. L}^{-1}$$

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

(3) المركب المذبذب من المركبات الآتية هو:

H_2O (b)

NH_3 (a)

HCN (d)

BF_3 (c)

(4) المحلول المائي الذي له أصغر قيمة PH من المحاليل

الآتية المتساوية التراكيز هو محلول:

NH_4OH (b)

$NaOH$ (a)

HCN (d)

HNO_3 (c)

(5) إحدى الأزواج الآتية لا يشكل زوج (أساس/حمض)

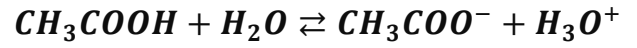
حسب برونشيد لوري:

NH_4^+ / NH_3 (a)

H_2O / OH^- (b)

HNO_3 / HNO_2 (c)

HCN / CN^- (d)

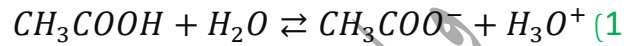


حساب قيمة $[CH_3COO^-]$:

$$[H_3O^+] = \sqrt{C_a K_a} = \sqrt{0.02 \times 1.8 \times 10^{-5}}$$

$$[H_3O^+] = 6 \times 10^{-4} \text{ mol. L}^{-1} = [CH_3COO^-]$$

$$[H_3O^+] = [HCL] = 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1} \quad (b)$$



$$\begin{array}{ccc} 0.02 & 0 & 0.01 \\ 0.02 - x & x & 0.01 + x \end{array}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{x(0.01+x)}{0.02-x}$$

تعمل x المضافة في البسط والمطروحة في المقام لصغرها.

$$\Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{0.01x}{0.02}$$

$$\Rightarrow x = 3.6 \times 10^{-5} \text{ mol. L}^{-1}$$

بالمقارنة نجد: $[CH_3COO^-]$ في الحالة a أكبر من

$[CH_3COO^-]$ في الحالة b.

(2) يضاف $[H_3O^+]$ المشترك الناتج من تأين الحمض

القوي (HCL) إلى تركيزه في محلول حمض الخلل

الضعيف، فيرجح التفاعل العكسي وينقص $[CH_3COO^-]$

وفق قاعدة لوشاتوليه.

نتيجة: الأيون المشترك لمركبين أو أكثر في محلول يضعف

تأين المركب الضعيف التآين.

اختبر نفسي

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

(1) محلول مائي لحمض التمل $HCOOH$ تركيزه الابتدائي

0.5 mol. L^{-1} وثابت تأينه 2×10^{-4} فتكون قيمة pH المحلول:

12 (b)

2 (a)

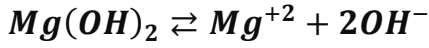
10^{-12} (d)

10^{-2} (c)

الحل: الحمض المرافق لـ CN^- هو HCN الحمض المرافق لـ CH_3COO^- هو CH_3COOH .

CH_3COOH هو الحمض الأقوى لأنه يرافق الأساس الأضعف.

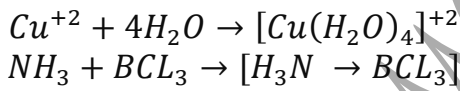
(3) يتأين هيدروكسيد المغنيزيوم وفق المعادلة الآتية:



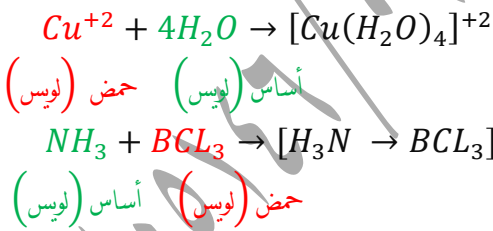
اشرح كيف تؤثر إضافة كمية قليلة من محلول حمض قوي على تأين المحلول.

الحل: تتحد أيونات الهيدرونيوم المضافة مع أيونات الهيدروكسيد فينقص تركيزها ويرجع التفاعل المباشر وتذوب كمية إضافية من $Mg(OH)_2$.

(4) حدّد كلاً من حمض لويس، وأساس لويس في كلٍّ من المعادلتين الآتيتين:



الحل:



رابعاً: حلّ المسائل الآتية:

المسألة الأولى: يذاب 8g من محلول هيدروكسيد الصوديوم بالماء المقطر، ونكمل الحجم إلى 2L والمطلوب حساب:

(1) $[OH^-]$ و $[H_3O^+]$.

(2) قيمة PH , POH للمحلول.

(3) حجم الماء المقطر اللازم إضافتها إلى 50ml من المحلول

السابق لتصبح قيمة PH = 11. (Na: 23 O: 16 H: 1).

ثانياً: يبين الجدول الآتي قيم ثابت التأيّن لبعض محاليل الحموض الضعيفة المتساوية التراكيز عند الدرجة 25°C.

الحمض	الصيغة	ثابت التأيّن K_a
سيانيد الهيدروجين	HCN	5×10^{-10}
حمض الكربون	H_2CO_3	4.3×10^{-7}
حمض النمل	HCOOH	1.8×10^{-4}
حمض فلوريد الهيدروجين	HF	7.2×10^{-4}

اعتماداً على الجدول السابق أجب عن الأسئلة الآتية:

- حدّد الحمض الأقوى وما هو أساسه المرافق؟
- حدّد الحمض الأكبر قيمة PH والحمض الأصغر قيمة PH.
- في أيّ محلول يكون $[OH^-]$ أكبر؟
- حدّد الأساس المرافق الأقوى للمحاليل السابقة.

الحل: (1) حمض فلوريد الهيدروجين وأساسه المرافق F^- .

(2) حمض سيانيد الهيدروجين أكبر قيمة PH وحمض فلوريد الهيدروجين أصغر قيمة PH.

(3) محلول حمض سيانيد الهيدروجين.

(4) CN^- أقوى أساس مرافق لأضعف حمض HCN.

ثالثاً: أجب عن الأسئلة الآتية:

(1) رتب المحاليل الآتية المتساوية التراكيز تصاعدياً حسب تزايد قيمة PH $HNO_3 . NH_4OH . KOH . HCN$

الحل: $HNO_3 \rightarrow HCN \rightarrow NH_4OH \rightarrow KOH$

(2) إذا علمت أنّ أيون السيانيد CN^- أساس أقوى من أيون الخلات CH_3COO^- ما هو الحمض المرافق لكلّ منهما، وأيّ الحمضين أقوى؟ فسّر ذلك.

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-6} \text{ mol.L}^{-1} \quad (3)$$

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

$$\frac{[H_3O^+]}{[H_3O^+]'} = \frac{10^{-6}}{10^{-5}} = \frac{1}{10}$$

$$[H_3O^+] = \frac{[H_3O^+]'}{10} \text{ أي ينقص التركيز عشر مرات}$$

المسألة الثالثة: محلول لحمض التمل له $pH = 2$ وثابت تأينه

$$2 \times 10^{-4} \text{ والمطلوب:}$$

(1) اكتب معادلة تأين هذا الحمض ثم حدّد الأزواج المترافقة

أساس/حمض حسب برونشتد - لوري.

(2) احسب قيمة pOH المحلول ثم احسب تركيز الحمض

الابتدائي.

(3) احسب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 10 ml منه

لتصبح قيمة $pH = 3$.



حمض مرافق (2) أساس مرافق (1) أساس (2) حمض (1)

$$pH + pOH = 14 \Rightarrow pOH = 14 - 2 = 12 \quad (2)$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a C_a}$$

$$\Rightarrow 10^{-2} = \sqrt{2 \times 10^{-4} \times C_a} \Rightarrow$$

$$C_a = \frac{10^{-4}}{2 \times 10^{-4}} = 0.5 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1} \quad (3)$$

$$[H_3O^+] = \sqrt{K_a C'_a}$$

$$\Rightarrow 10^{-3} = \sqrt{2 \times 10^{-4} \times C'_a}$$

$$C'_a = \frac{10^{-6}}{2 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$n = n$$

بعد التمديد قبل التمديد

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$0.5 \times 10 = 0.005 \times V_2 \Rightarrow V_2 = 1000 \text{ ml}$$

$$V = 1000 - 10 = 990 \text{ ml} \text{ حجم الماء المضاف:}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{8}{40} = 0.2 \text{ mol} \quad (\text{الحل: 1})$$

$$C_b = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{2} = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

هدروكسيد الصوديوم أساس قوي وحيد الوظيفة الأساسية.

$$[OH^-] = C_b = 0.1 \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[H_3O^+] = \frac{10^{-14}}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-1}}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-13} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 10^{-1} = 1 \quad (2)$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 1 = 13$$

$$pH = 11 \Rightarrow pOH = 14 - pH = 14 - 11 = 3 \quad (3)$$

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

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

$$n = n$$

بعد التمديد قبل التمديد

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \Rightarrow 10^{-1} \times 50 = 10^{-3} V_2$$

$$V_2 = 5000 \text{ ml}$$

حجم الماء المقطر اللازم إضافته:

$$V = 5000 - 50 = 4950 \text{ ml}$$

المسألة الثانية: محلول لحمض سيانيد الهدروجين له $pH = 5$

ودرجة تأينه $5 \times 10^{-3} \%$ والمطلوب:

(1) اكتب معادلة تأين الحمض السابق.

(2) احسب قيمة كل من التركيز الابتدائي للحمض السابق

وثابت تأينه.

(3) بين بالحساب كيف يتغير $[H_3O^+]$ عندما تصبح $pH = 6$.



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

$$\alpha = \frac{[H_3O^+]}{C_a} \Rightarrow 5 \times 10^{-5} = \frac{10^{-5}}{C_a}$$

$$\Rightarrow C_a = \frac{1}{5} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1}$$

حساب ثابت تأين الحمض: $[H_3O^+] = \sqrt{K_a C_a}$

$$\Rightarrow 10^{-5} = \sqrt{K_a \times 0.2} \Rightarrow 10^{-10} = K_a \times 0.2$$

$$K_a = \frac{10^{-10}}{0.2} = 5 \times 10^{-10}$$

5) نمدد المحلول السابق 10 مرات احسب pOH المحلول الجديد بعد التمديد .



أساس مرافق (2) حمض مرافق (1) حمض (2) أساس (1)

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3} mol.L^{-1} \quad (2)$$

$$\alpha = \frac{[OH^-]}{C_b} \Rightarrow 2 \times 10^{-2} = \frac{10^{-3}}{C_b} \quad (3)$$

$$C_b = \frac{10^{-3}}{2 \times 10^{-2}} = 0.05 mol.L^{-1}$$

$$[OH^-] = \sqrt{C_b K_b} \quad (4)$$

$$10^{-3} = \sqrt{0.05 \times K_b} \Rightarrow K_b = \frac{10^{-6}}{0.05}$$

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

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad (5)$$

$$0.05 \times V_1 = C_2 \times 10 V_1$$

$$C_2 = 5 \times 10^{-3} mol.L^{-1}$$

$$[OH^-] = \sqrt{C_b K_b}$$

$$\Rightarrow [OH^-] = \sqrt{0.005 \times 2 \times 10^{-5}}$$

$$= \sqrt{10^{-7}} = 10^{-3.5} mol.L^{-1}$$

$$pOH = -\log[OH^-] = -\log 10^{-3.5} = 3.5$$

التفكير الناقد: نضيف 200mL محلول حمض كلور الماء تركيزه

0.2mol.L⁻¹ إلى 200mL من محلول حمض الكبريت

تركيزه 0.1mol.L⁻¹ احسب قيمة PH المحلول الناتج .

الجواب: في حمض كلور الماء: [H₃O⁺]=0.2mol.L⁻¹ لكن

بعد المزج يكون التركيز الجديد لأيونات الهدرونيوم: C.V=C'.V'

$$C'=0.1mol.L^{-1} : 0.2 \times 200 = C' \times 400$$

في حمض الكبريت: [H₃O⁺]=2C_a=0.2mol.L⁻¹:

لكن بعد المزج يكون التركيز الجديد لأيونات

$$C.V=C'.V' : \text{الهدرونيوم}$$

المسألة الرابعة: محلول مائي لحمض الكبريت بفرض أنه تام

التأين له قيمة pH = 1 والمطلوب:

1) اكتب معادلة تأين هذا الحمض.

2) احسب تركيز هذا الحمض .

3) احسب كتلة حمض الكبريت في 50ml من محلول

الحمض السابق .

4) نضيف بالتدريج 10ml من محلول الحمض السابق إلى

90ml من الماء المقطر احسب قيمة pH للمحلول الجديد .

$$.(S:32 \quad O:16 \quad H:1)$$



$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-1} mol.L^{-1}$$

حمض الكبريت قوي ثنائي الوظيفية الحمضية:

$$[H_3O^+] = 2C_a \Rightarrow C_a = \frac{[H_3O^+]}{2} = \frac{0.1}{2}$$

$$[H_3O^+] = 0.05 mol.L^{-1}$$

$$m = C.V.M \quad (3)$$

$$m = 0.05 \times 50 \times 10^{-3} \times 98 = 0.245g$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2 \quad (4)$$

$$0.1 \times 10 = C_2 \times 100$$

$$C_2 = 10^{-2} mol.L^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-2} = 2$$

المسألة الخامسة: محلول مائي للتشادر له pOH = 3 ودرجة

تأينه 2% المطلوب:

1) اكتب معادلة تأين التشادر ثم حدّد الأزواج المترافقة

أساس/حمض حسب برونشستد - لوري .

2) احسب [OH⁻] للمحلول .

3) احسب التركيز الابتدائي للمحلول .

4) احسب ثابت تأين التشادر .

$$C' = 0.1 \text{ mol.L}^{-1} : \text{بالتالي } 0.2 \times 200 = C' \times 400$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{total}} = 0.2 \text{ mol.L}^{-1} : \text{بالتالي}$$

$$\text{PH} = -\text{Log}[\text{H}_3\text{O}^+] = -\text{Log}(0.2) = 0.7$$

----- انتهى البحث -----

ندعوكم للانضمام إلى قناتنا على التيلغرام:

قناة فراس قلعه جي للفيزياء والكيمياء

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 يتمتع بخاصية قطبية 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.

تصنيف الأملح وفق ذوبانيّتها:

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

(1) ذوبانية كئيّة للملح تقدر $(g \cdot L^{-1})$.

(2) ذوبانية 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.

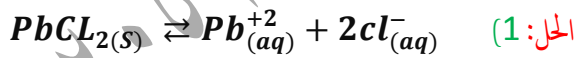
التوازن غير المتجانس للأملح قليلة الذوبان:

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) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس للملح.

(2) اكتب عبارة الجداء الأيوني Q.

(3) اكتب عبارة ثابت جداء الذوبانية K_{sp} إذا كان محلوله مشبع.

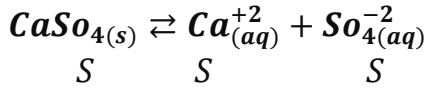


(2) $Q = [Pb^{+2}][Cl^-]^2$

(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 التفاعلية قبل الوصول لحالة الإشباع.

معادلة التوازن غير المتجانس:



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

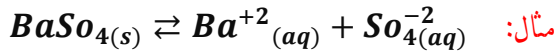
$$K_{sp}(CaSO_4) = (S) \cdot (S) = S^2$$

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

تطبيقات جداء الذوبان:

(1) ترسيب ملح في محلوله المشبع:

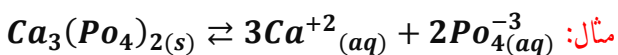
عندما يُضاف إلى المحلول المشبع ملح قليل الذوبان مادة تحتوي على أحد أيونات هذا الملح فإن تركيز هذا الأيون **سيزداد** في المحلول فيصبح $Q > K_{sp}$ أي المحلول فوق مشبع **فتترسب** كمية من الملح قليل الذوبان حتى الوصول لحالة توازن جديدة (وهذا يتفق مع قاعدة لوشاتوليه).



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:

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

$$K_{sp} = Q \text{ المحلول مشبع.}$$

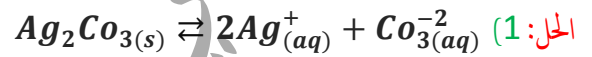
$$Q > K_{sp} \text{ المحلول فوق مشبع (يتشكل راسب من الملح).}$$

تطبيق: محلول مائي مشبع ملح كربونات الفضة ذوبانيته المولية S

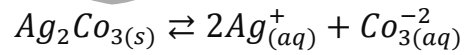
(1) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.

(2) اكتب العلاقة المعبرة عن ثابت جداء الذوبان ثم

استنتج قيمة جداء ذوبان بدلالة S.



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

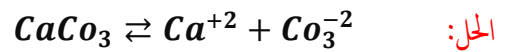


$$S \quad 2S \quad S$$

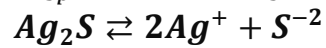
$$K_{sp}(Ag_2Co_3) = (2S)^2(S) = 4S^3$$

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

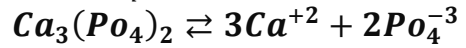
الآتية: $Ca_3(PO_4)_2 - Ag_2S - CaCO_3$



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



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



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

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

جباير تثبيت العظام المكسورة المطلوب:

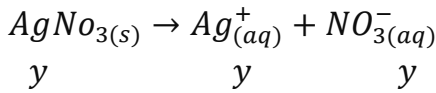
احسب ثابت جداء الذوبان للمحلول المائي لكبريتات

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 أتين حساباً 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 التآين 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 أتين بالحساب إن كان يترسب

ملح كلوريد الفضة أولاً.

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

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

$$S \quad S \quad S$$

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

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

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

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

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

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

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

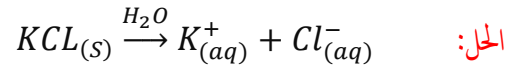
$$= 3.5875 \times 10^{-7} g.L^{-1}$$

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 عن التفاعل حمض وأساس أحدهما أو كلاهما ضعيف - وغالباً يرافقه تغير في قيمة pH للحلول .
- أيونات الملح الناتجة من حمض قوي أو أساس قوي حيادية لا تتفاعل مع الماء، أي لا تتحلله.

تطبيق: أكتب معادلة إمهاة ملح كلوريد البوتاسيوم ثم أحدد طبيعة الوسط مفسراً الإجابة.



الوسط معتدل لأن أيونات الملح حيادية لا تتحلله.

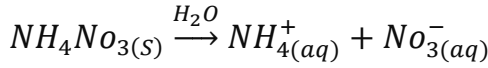
- المحاليل المائية للأملاح الذوابة حمضية أو أساسية أو معتدلة ويعود هذا الاختلاف إلى قوة الحموض والأسس التي اشتقت منها تلك الأملاح.

A: حلمهة ملح ناتج عن حمض قوي وأساس ضعيف:

نشاط: محلول مائي ملح نترات الأمونيوم المطلوب:

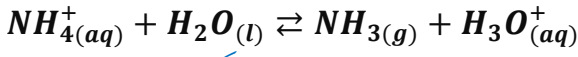
- (1) أكتب معادلة إمهاة الملح.
- (2) أكتب معادلة حلمهة هذا الملح ثم أحدد طبيعة الوسط الناتج.
- (3) أكتب عبارة ثابت حلمهة هذا الملح.
- (4) استنتج العلاقة بين ثابت حلمهة هذا الملح وثابت تأين المحلول المائي للنشادر.

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



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

الأمونيوم يتفاعل مع الماء (يتحلله) وفق المعادلة الآتية:



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

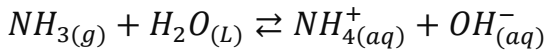
الأساسي $NH_4^+(aq)$ وينتج أيون H_3O^+ مما يدل

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 يتحلله الأيون الناتج عن الأساس

الضعيف وتكون قيمة $pH < 7$.

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

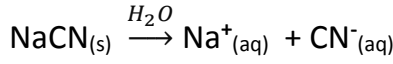
تطبيق: محلول مائي ملح نترات الأمونيوم تركيزه

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

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

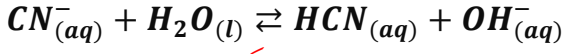
- (1) قيمة ثابت حلمهة هذا الملح.
- (2) قيمة كل من $[H_3O^+]$, $[OH^-]$
- (3) قيمة pH المحلول ثم أحدد طبيعة المحلول الناتج.
- (4) النسبة المئوية المتحللة من هذا الملح.

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



2) أيون الصوديوم حيادي لا يتفاعل مع الماء أما أيون

السيانيد يتفاعل مع الماء (يتحلّمه) وفق المعادلة الآتية:



إنّ الحملة تحدث للأيون الضعيف من الملح (الجزء

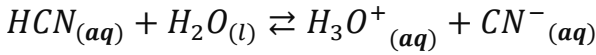
الحمضي) CN^- وينتج أيون OH^- مما يدلّ على

أنّ المحلول أصبح أساسياً وقيمة $\text{pH} > 7$.

3) ثابت التوازن لهذا التفاعل يسمى بثابت الحملة

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

4) يتأين حمض السيانيد الهيدروجين بالماء وفق المعادلة:



و ثابت تأينه: $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$ فيكون:

$$K_h K_a = \frac{[\text{HCN}][\text{OH}^-]}{[\text{CN}^-]} \times \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]} = K_w$$

نتيجة: عند حملة الأملاح الناتجة عن حمض ضعيف

وأساس قوي يتحلّمه الأيون الناتج عن الحمض

الضعيف وتكون قيمة $\text{pH} > 7$ و $K_h K_a = K_w$

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

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

1) احسب قيمة pOH هذا المحلول.

2) استنتج طبيعة المحلول الناتج.

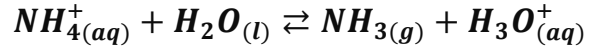
3) يضاف إلى المحلول السابق قطرات من محلول NaOH

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

من ملح خلاص الصوديوم في هذه الحالة.

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

2) الملح نترات الأمونيوم يتحلّمه وفق المعادلة الآتية:



0.18 0 0

0.18 - x x x

$$K_h = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]}$$

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

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

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9} \text{ mol.L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[10^{-5}] = 5 \quad \text{3)}$$

والوسط حمضي $\text{PH} = 5 < 7$

4) حساب النسبة المئوية المتحلّمة من الملح في هذه الحالة:

كل 0.18 mol.L^{-1} من ملح نترات الأمونيوم يتحلّم منه 10^{-5}

كل 100 mol.L^{-1} من ملح نترات الأمونيوم يتحلّم 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: حملة ملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس قوي:

نشاط: محلول مائي ملح سيانيد الصوديوم المطلوب:

1) اكتب معادلة إمارة الملح.

2) اكتب معادلة حملة هذا الملح ثم أحدّد طبيعة الوسط.

3) اكتب عبارة ثابت حملة هذا الملح

4) استنتج العلاقة بين ثابت حملة هذا الملح K_h وثابت

تأين حمض السيانيد K_a .

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

حساب النسبة المئوية المتحلّمة من خلات الصوديوم في هذه الحالة:

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

كل 100 mol.L^{-1} من ملح خلات الصوديوم يتحلّم 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.

الحل: (1) $CN^{-} + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^{-}$

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:

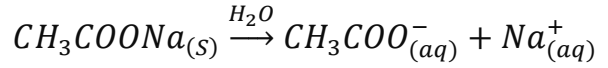
نشاط: محلول مائيّ للملح خلات الأمونيوم المطلوب:

(1) اكتب معادلة إمارة هذا الملح.

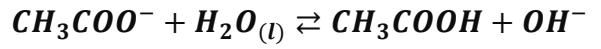
(2) اكتب معادلة حلمة هذا الملح.

(3) اكتب عبارة ثابت حلمة هذا الملح.

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



ويتحلّمه وفق المعادلة:



تراكيز بدء 0.2 0 0

تراكيز 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 $x^2 = 10^{-10}$

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

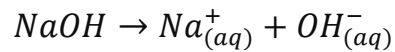
$$pOH = -\log[OH^{-}] = -\log[10^{-5}] = 5$$

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

(2) طبيعة المحلول الناتج عن الحلمة أساسية لأن

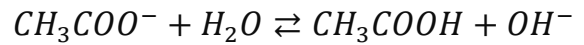
$$pH = 9 > 7$$

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



$$[NaOH] = [Na^{+}] = [OH^{-}] \quad \text{حيث:}$$

حساب النسبة المئوية المتحلّمة من خلات الصوديوم في هذه الحالة:



تراكيز بدء 0.2 0 0

تراكيز توازن $0.2 - x$ x $0.01 + x$

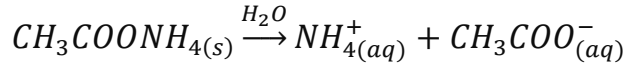
علاقة ثابت الحلمة بدلالة التراكيز:

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

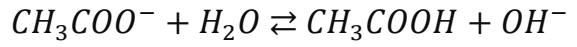
$$5 \times 10^{-10} = \frac{x(0.01+x)}{0.2-x} \quad \text{بالتعويض:}$$

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

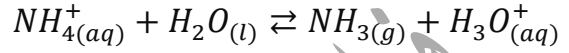
الحل: (1) يتمية ملح خلات الأمونيوم وفق المعادلة الآتية:



(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:



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

يُضرب البسط والمقام للطرف الأيمن لعلاقة K_h بالجداء

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

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

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

ملاحظات: (1) الأملاح الناتجة عن تفاعل حمض ضعيف

وأساس ضعيف تتحلله بتفاعل جزئي الملح الحمضي

والأساسي مع الماء.

(2) ثابت حملة الملح يعطى بالعلاقة:

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

(3) تتوقف قيمة pH المحلول على قوة كل من الحمض

والأساس الناتجين عن الحملة:

(a) إذا كان $K_a > K_b$ فإن $[H_3O^+] > [OH^-]$

أي الوسط حمضي (بقليل $pH < 7$)

(b) إذا كان $K_a < K_b$ فإن $[H_3O^+] < [OH^-]$

أي الوسط أساسي (بقليل $pH > 7$).

(c) إذا كان $K_a = K_b$ 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 بحوي على أيون الأمونيوم الذي

يتحلله أما ملح كلوريد البوتاسيوم ونترات الصوديوم فهما ملحان

ناتجان عن حمض قوي وأساس قوي فجزأي الملح

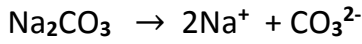
لا يتحللهما أما ملح كبريتات الكالسيوم فهو ملح شحيح

الذوبان ولا يتحلله.

(2) المحلول المائي الذي له أكبر قيمة pH من المحاليل

الآتية المتساوية التركيز هو:

(a) NaCl (b) CH_3COONH_4



(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 للملح KNO_3 تركيزه $2.4 mol.L^{-1}$

بإضافة كمية من الماء المقطر إليه تساوي ثلاثة أمثال

حجمه، يكون التركيز الجديد للمحلول مقدراً $mol.L^{-1}$ 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.

(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.



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 يتحلماز

بالتالي المحلول معتدل أما ملح نترات الأمونيوم فملح ناتج عن

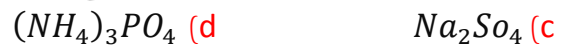
حمض قوي وأساس ضعيف فله صفة حمضية أما ملح خلات

الأمونيوم فملح ناتج عن حمض ضعيف وأساس ضعيف وبما

أن $K_a = K_b$ فالمحلول معتدل.

(3) يحصل توازن غير متجانس بين الطور الصلب والطور

المذاب في محلول مائي للملح قليل الذوبان هو:



التفسير: لأن ملح كرومات الرصاص قليل الذوبان أما بقية

الأملاح فهي ذوابة.

(5) محلول مائي للملح Na_2CO_3 تركيزه $1.6 mol.L^{-1}$

يُمدد بإضافة كمية من الماء المقطر إليه بحيث يصبح حجمه

أربعة أضعاف ما كان عليه، فيكون التركيز الجديد

لأيونات الصوديوم في المحلول مساوياً:

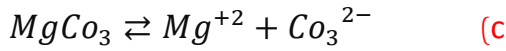
(a) $0.6 mol.L^{-1}$ (b) $0.4 mol.L^{-1}$

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

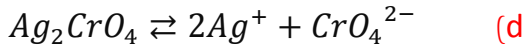
التفسير: عندما يزداد الحجم أربعة أضعاف ينقص التركيز إلى الربع

أي $0.4 mol.L^{-1}$ لكن بما أن تركيز أيونات الصوديوم

ضعفي تركيز الملح فإن تركيز أيونات الصوديوم $0.8 mol.L^{-1}$



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



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

رابعاً: حلّ المسائل الآتية:

المسألة الأولى: محلول مائيّ ملح 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.

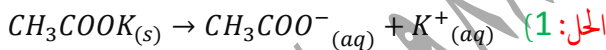
(2) احسب قيمة $[H_3O^+]$.

(3) احسب قيمة ثابت الحلمة للمحلول الملحيّ.

(4) احسب ثابت تأين حمض الخلّ.

(5) احسب النسبة المئوية المتحلّمة.

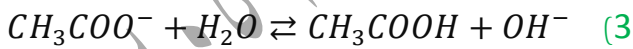
(6) ما طبيعة الوسط الناتج عن الحلمة؟ علّل إجابتك.



معادلة الحلمة:



$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9} \text{ mol. L}^{-1} \quad (2)$$



$$\begin{array}{ccc} 0.2 & 0 & 0 \\ \text{بدء} & & \end{array}$$

$$\begin{array}{ccc} 0.2 - x & x & x \\ \text{توازن} & & \end{array}$$

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

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

$$K_h = \frac{x^2}{0.2 - x} \quad \text{تعمل } x \text{ لصغرها أمام } 0.2$$

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

(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) يجوي بشر محلول مشبع ملح $PbCrO_4$ قليل الذوبان

بالماء، يضاف إليه قطرات من محلول نترات الرصاص II عديم

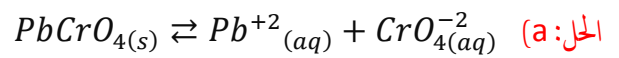
اللون فيتشكّل راسب من كرومات الرصاص II. المطلوب:

(a) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس للملح 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

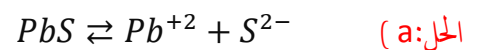
من هذا الملح.

(c) إضافة قطرات من محلول كرومات البوتاسيوم.

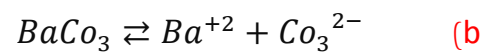
(d) يتم الفصل بالترشيح.

(2) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس، وعلاقة جداء

الذوبان لكل من محاليل الأملاح المشبعة الآتية:



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



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

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

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

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

(6) طبيعة المحلول أساسي لأن $pH > 7$.

المسألة الثانية: محلول مائي مشبع ملح كبريتات الفضة Ag_2SO_4 تركيزه $0.015 \text{ mol. L}^{-1}$ ، والمطلوب:

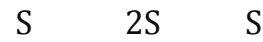
(1) احسب ثابت جداء الذوبان للملح كبريتات الفضة.

(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 أولا

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

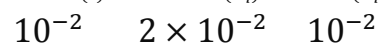
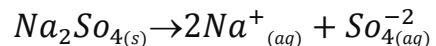


$$[Ag^+] = 2S = 2 \times 0.015 = 3 \times 10^{-2} \text{ mol. L}^{-1}$$

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

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

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



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

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

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

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

المسألة الثالثة: محلول مائي ملح نترات الأمونيوم NH_4NO_3

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

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

(1) اكتب معادلتى إمارة وحلمة هذا الملح.

(2) احسب قيمة ثابت الحلمة للمحلول الملحي.

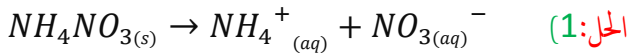
(3) احسب قيمة $[OH^-]$.

(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} المئوية المتحللة

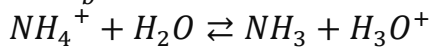
من ملح نترات الأمونيوم في هذه الحالة.



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

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

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



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

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

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

$$5 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{2 \times 10^{-3}} \quad \text{تعمل X لصغرها}$$

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

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

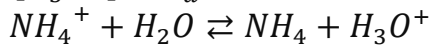
$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{[H_3O^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-6}} = 10^{-8} \text{ mol. L}^{-1}$$

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

المحلول حمضي $pH < 7$.

(5) حمض كلور الماء قوي وحيد الوظيفة الحمضية.

$$[H_3O^+] = C_a = 0.01 \text{ mol. L}^{-1}$$



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

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

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

ووفق قاعدة لوشاتوليه يرجح التفاعل العكسي وترسب كمية من الملح.

حل التفكير الناقد: استخدام المياه الكلسية يسبب ترسب

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

الجواب: تتفاعل أيونات الهيدرونيوم الناتجة من تأين حمض كلور الماء مع أيونات الكربونات فيتشكل حمض الكربون ضعيف التأين ويصبح $Q < K_{sp}$ لملاح 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

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

تُهمل x المضافة والمطروحة لصغرهما.

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

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

كل 2×10^{-3} يتحلل منها 10^{-10}

كل 100 يتحلل منها y

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

المسألة الرابعة: يضاف 200ml من محلول يحوي

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

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

البوتاسيوم للحصول على محلول مشبع من كبريتات الباريوم.

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

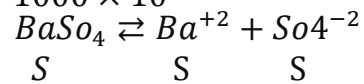
(2) يضاف قطرات من محلول حمض الكبريت المركز إلى

الحلول 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:

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



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

$$[SO_4^{-2}] = C_{Na_2SO_4} = 1 \times 10^{-5} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$K_{sp} = [Ba^{+2}][SO_4^{-2}] = S^2$$

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

(2) عند إضافة حمض الكبريت يزداد تركيز أيونات الكبريتات

SO_4^{-2} فيصبح $Q < K_{sp}$ فتترسب كمية من الملح

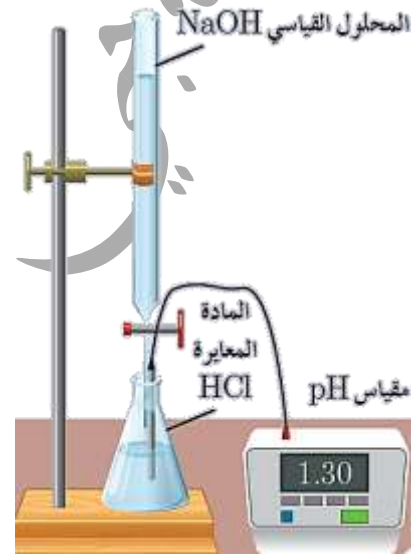
المعايرة الحجمية

المعايرة الحجمية حمض - أساس:

تفيد المعايرة الحجمية في تحديد تركيز أحد المواد المتفاعلة المجهولة التركيز بتفاعلها مع مادة أخرى تدعى المحلول القياسي (تركيزه معلوم ومحدد بدقة).

(1) معايرة حمض قوي بأساس قوي:

كمعايرة محلول حمض كلور الماء مجهول التركيز بمحلول هيدروكسيد الصوديوم القياسي.



نضع بضعة قطرات من مشعر أزرق بروم التيمول إلى محلول حمض كلور الماء فيتلون المحلول باللون الأصفر ثم نضيف وبالتدرج قطرات من محلول هيدروكسيد الصوديوم:

عند بدء المعايرة تكون قيمة الـ PH=1 ثم تزداد قيمة الـ PH

حتى القيمة 3 تقريباً ثم يحدث تغير مفاجئ في القيمة الـ PH

بين الـ 3 حتى الـ 11 ويتغير لون المحلول من الأصفر إلى الأزرق.

التفسير: تزداد قيمة PH المحلول تدريجياً نتيجة تناقص تركيز أيونات

الهيدرونيوم H_3O^+ لتفاعلها مع أيونات الهيدروكسيد OH^- المضافة

وفق المعادلة الأيونية الآتية: $H_3O^+(aq) + OH^-(aq) \rightarrow 2H_2O(l)$

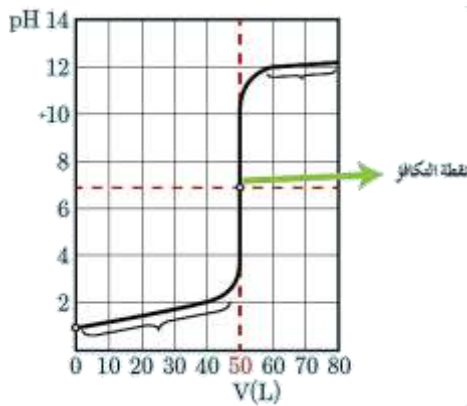
وعند اتحاد جميع أيونات الهيدرونيوم في المحلول الحمضي مع جميع

أيونات الهيدروكسيد المضافة نصل لنقطة نهاية المعايرة (نقطة التكافؤ)

وبإضافة قطرة من الأساس يتحول المحلول إلى أساسي

$PH=11$ فيتغير لون المحلول نتيجة تغير لون مشعر أزرق

بروم التيمول بتغير قيم PH المحلول مما يدل على انتهاء تفاعل المعايرة.



وعند نهاية تفاعل المعايرة يكون:

• عدد مولات أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ الابتدائية = عدد مولات

أيونات الهيدروكسيد OH^- المضافة. $n(OH^-) = n(H_3O^+)$

• $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7} mol.l^{-1}$

• قيمة $pH = 7$ عند نهاية تفاعل المعايرة والتي تقع ضمن

مجال المشعر أزرق بروم التيمول.

تطبيق (1): عند معايرة محلول حمض الكبريت تركيزه $0.05 mol.l^{-1}$

بمحلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه $0.2 mol.l^{-1}$ لزم $20 ml$

منه لإتمام المعايرة

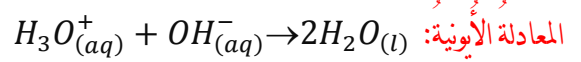
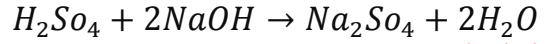
(1) أكتب معادلة التفاعل الحاصل، ثم أكتب المعادلة الأيونية لتفاعل

المعايرة الحاصل.

(2) احسب حجم محلول حمض الكبريت اللازم لإتمام المعايرة.

3 استنتج قيمة pH المحلول عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

الحل: (1) المعادلة الجزيئية:



2 حجم محلول حمض الكبريت اللازم لإتمام المعايرة:

$$n_{(H_3O^+)} = n_{(OH^-)}$$

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

حمض الكبريت تام التآين وثنائي الوظيفة الحمضية:

$$[H_3O^+] = 2C_a = 2 \times 0.05 = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$$

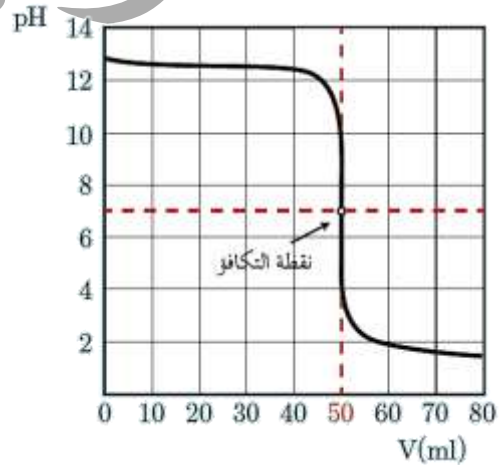
$$0.1 \times V_1 = 0.2 \times 20$$

$$V_1 = 40 \text{ ml}$$

3 الملح الناتج عن تفاعل حمض قوي بأساس قوي

تكون أيوناته حيادية لا تتفاعل مع الماء وبالتالي $P.H = 7$.

نشاط:



عند معايرة 50ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم تركيزه

0.1 mol.l^{-1} بمحلول قياسي لحمض الآزوت تركيزه

0.1 mol.l^{-1} حيث يمثل الشكل السابق منحنى بيانياً

لتغيرات قيم pH المحلول بدلالة حجم الحمض المضاف والمطلوب:

1 ما قيمة pH المحلول هيدروكسيد الصوديوم لحظة بدء المعايرة؟

2 بين كيف يتغير $[OH^-]$ و pH المحلول خلال عملية

المعايرة.

3 ما قيمة PH لمحلول عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة؟ فسّر ذلك.

4 ما المشعر المناسب لهذه المعايرة؟

الحل: (1) من الشكل عند بدء المعايرة $pH = 13$.

2 تنقص قيمة PH المحلول تدريجياً نتيجة تناقص تراكيز أيونات

الهيدروكسيد OH^- لتفاعلها مع أيونات الهيدرونيوم H_3O^+

المضافة وفق المعادلة الأيونية الآتية:



3 عند اتحاد جميع أيونات OH^- مع جميع أيونات H_3O^+ تصبح

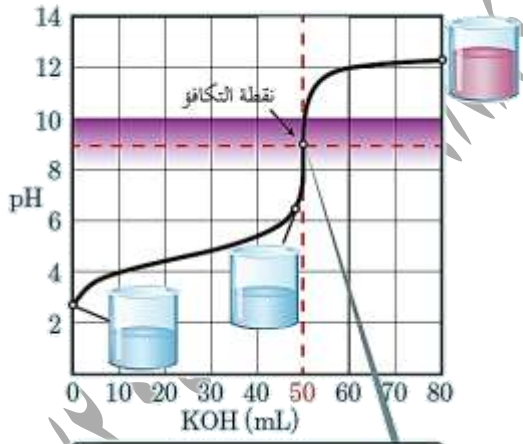
قيمة $pH = 7$ وتدعى نقطة نهاية المعايرة (نقطة التكافؤ).

4 المشعر المستعمل أزرق بروم التيمول لأن مداه بين

(6 - 7.6) يحوي قيمة pH نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

2 معايرة حمض ضعيف بأساس قوي:

نشاط:



يمثل المنحني البياني تغير قيم pH لمحلول حمض الخل بدلالة

حجم الأساس المضاف (هيدروكسيد البوتاسيوم) عند معايرة حمض

الخل بوجود قطرات من مشعر فينول فتالين والمطلوب:

1 أتعرف قيمة pH المحلول في أثناء تفاعل المعايرة.

2 اكتب معادلة التفاعل الحاصل ثم اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل

المعايرة.

(2) عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة:

عدد أيونات $[OH]^-$ المضافة = عدد مولات الحمض

$$n_{(HCOOH)} = n_{(OH^-)}$$

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$C_1 \times 20 = 0.02 \times 15$$

$$C_1 = \frac{0.02 \times 15}{20} = 15 \times 10^{-3} mol.l^{-1}$$

$$m = C.V.M \quad (3) \text{ كتلة الحمض:}$$

$$m = 0.015 \times 0.4 \times 46 = 0.267g$$

(4) المشعر المستعمل الفينول فتالين لأن مجاله من

(10 → 8.2) يحوي قيمة pH نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

(3) معايرة أساس ضعيف بحمض قوي:

نشاط: عند معايرة 50ml من محلول هيدروكسيد الأمونيوم

تركيزه $0.1 mol.l^{-1}$ بمحلول قياسي لحمض كلور الماء

$0.1 mol.l^{-1}$ بوجود قطرات من مشعر أحمر المتيل

وباستخدام مقياس pH كانت النتائج كما في الجدول الآتي:

حجم HCL	0	10	20	30	40	50	60
قيمة pH	11.12	10.2	9.6	9.1	8.7	5.27	2.71

(1) ارسم المنحني البياني لتغيرات قيم ال pH بدلالة حجم

الحمض المضاف.

(2) أحدد قيمة pH محلول هيدروكسيد الأمونيوم لحظة بدء المعايرة.

(3) أتعرف كيف تتغير قيمة pH المحلول خلال عملية المعايرة.

(4) أحدد قيمة pH المحلول عند نقطة نهاية تفاعل.

الحل:

(3) أحدد قيمة pH عند نقطة انتهاء تفاعل المعايرة.

(4) استنتج طبيعة الوسط عند الوصول لنقطة التكافؤ.

الحل: (1) في البداية المحلول حمضي $pH \approx 3$ وبإضافة قطرات

من الأساس تزداد قيمة pH تدريجياً حتى القيمة 6.3

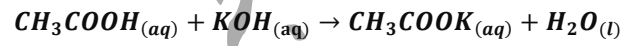
نتيجة تناقص تركيز الحمض بتفاعله مع أيونات الهيدروكسيد OH^-

المضافة، ويحصل تغير مفاجئ لقيمة pH بين

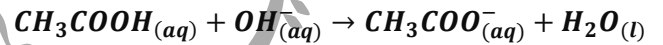
(10.3_6.3) تقريباً وبإضافة قطرة من الأساس يصبح قيمة

$$pH > 10.3$$

(2) معادلة التفاعل الحاصل:



المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة.



(3) عند نقطة نهاية تفاعل المعايرة $pH = 8.72$.

(4) طبيعة الوسط أساسية بسبب تشكل أيونات الخلات التي

تسلك سلوكاً أساسياً ضعيفاً.

تطبيق (2): عند معايرة 20ml من محلول حمض التمل لزم

15ml من محلول هيدروكسيد البوتاسيوم تركيزه

$0.02 mol.l^{-1}$ والمطلوب:

(1) أكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

(2) احسب تركيز محلول حمض التمل المُعَايَر.

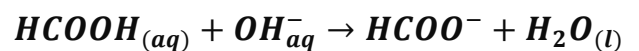
(3) احسب كتلة حمض التمل اللازم لتحضير 400ml من

محلوله السابق.

(4) أتعرف أفضل المشعرات الواجب استعماله.



الحل: (1)



إضاءة: مشعرات معايرة (حمض _ أساس):

المشعرات حموض عضوية أو أسس عضوية ضعيفة معقدة التركيب

يتغير لونها بتغير pH الوسط الذي توضع فيه.

جدول يبين مجال بعض المشعرات وتغير لونها كل منها قيم

pH الوسط:

المشعر	لون المشعر	مجال pH المشعر	لون المشعر
الهيليانتين	أحمر	3.1-4.4	أصفر
أحمر المتيل	أحمر	4.2-6.2	أصفر
أزرق بروم التيمول	أصفر	6-7.6	أزرق
فينول الفثالئين	عدم اللون	8.2-10	بنفسجي

اختبر نفسي:

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يلي:

1) المشعر الذي يحدد بدقة أكبر نقطة نهاية معايرة أساس

ضعيف بمحضر قوي هو:

(a) أزرق بروم التيمول.

(b) الفينول الفثالئين.

(c) أحمر المتيل.

(d) الهيليانتين.

2) عند معايرة حمض النمل بهيدروكسيد البوتاسيوم يكون عند

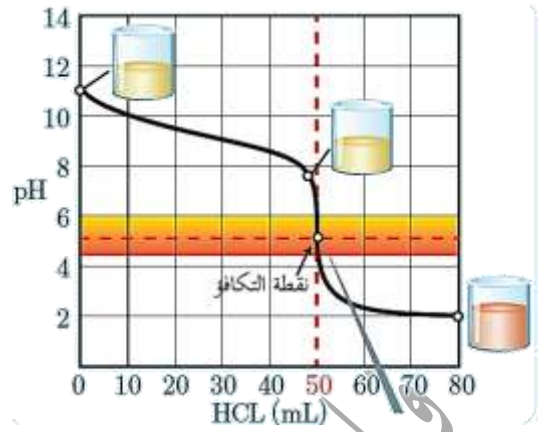
نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

(a) $pH > 7$

(b) $pH < 7$

(c) $pH = 7$

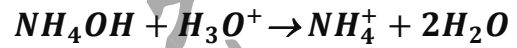
(d) $pH \leq 7$



2) عند بدء المعايرة قيمة $pH = 11.12$

3) تناقص قيمة ال pH تدريجياً نتيجة تناقص تركيز NH_4OH

بتفاعلها مع أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ المضافة وفق المعادلة الآتية:



عند انتهاء تفاعل المعايرة تكون قيمة $pH = 5.27$

وبإضافة قطرات من حمض كلور الماء تزداد قيمة ال PH فوق 5.27

4) عند انتهاء تفاعل المعايرة تكون قيمة $pH = 5.27$ لأنه

ينتج أيونات الأمونيوم الذي يسلك سلوك حمض ضعيف.

وبالتالي: عند نهاية تفاعل المعايرة يكون:

عدد أيونات $[H_3O^+]$ المضافة = عدد مولات الأساس

نشاط: يعاير 50ml من محلول هيدروكسيد الأمونيوم بمحلول

حمض الآزوت تركيزه 0.1 mol. l^{-1} فيلزم منه 25ml لإتمام

المعايرة، والمطلوب:

1) اكتب المعادلة الكيميائية المعبّرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.

2) احسب تركيز محلول هيدروكسيد الأمونيوم المستعمل.

الحل: 1) $NH_4OH + HNO_3 \rightarrow NH_4NO_3 + H_2O$

$$n_{(NH_4OH)} = n_{(HNO_3)}$$

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$C_1 \times 50 = 0.1 \times 25$$

$$C_1 = 0.05 \text{ mol. l}^{-1}$$

الجواب: لتحديد نقطة نهاية تفاعل المعايرة.

(4) عند معايرة حمض النمل بهيدروكسيد الصوديوم يكون

الوسط عند نهاية المعايرة أساسياً.

الجواب: لأن أيونات النملات الناتجة عن المعايرة تسلك

سلوك أساس ضعيف.

ثالثاً: حلّ المسائل الآتية:

المسألة الأولى: محلول حمض كلور الماء تركيزه 0.01 mol.l^{-1}

(1) احسب قيمة pH محلول الحمض السابق.

(2) يلزم لمعايرة 20 ml من الحمض السابق 5 ml من

هيدروكسيد الصوديوم ذي التركيز 0.02 mol.l^{-1}

وحجم V_2 من هيدروكسيد البوتاسيوم ذي التركيز

0.05 mol.l^{-1} والمطلوب:

(a) اكتب المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة الحاصل.

(b) احسب حجم هيدروكسيد البوتاسيوم اللازم لإتمام المعايرة.

(c) احسب حجم الماء المقطر اللازم إضافته إلى 10 ml

من الحمض السابق لتصبح $pH = 3$.

الحل: (1) حمض كلور الماء قوي وحيد الوظيفة الحمضية.

$$[H_3O^+] = C_a = 10^{-2} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 10^{-2} = 2$$

(2) (a) المعادلة الأيونية لتفاعل المعايرة:



$$n_{(H_3O^+)} = n_{1(OH^-)} + n_{2(OH^-)} \quad (b)$$

$$CV = C_1V_1 + C_2V_2$$

$$0.01 \times 20 = 0.02 \times 5 + 0.05 \times V_2$$

$$V_2 = 2 \text{ ml}$$

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1} \quad (c)$$

(3) عند إضافة 10 ml من حمض الكبريت تركيزه

0.05 mol.l^{-1} إلى 15 ml من محلول هيدروكسيد

البوتاسيوم 0.1 mol.l^{-1} فإن:

$$[H_3O^+] < [OH^-] \quad (a)$$

$$[H_3O^+] > [OH^-] \quad (b)$$

$$[H_3O^+] = [OH^-] \quad (c)$$

$$[H_3O^+] \leq [OH^-] \quad (d)$$

الحل: قبل الإضافة $[H_3O^+] = 2 C_a = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$

$$[OH^-] = C_b = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$$

بعد الإضافة سوف يزداد حجم المحلول الحمضي إلى 25 ml

فيصبح تركيز أيونات الهيدرونيوم:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$0.1 \times 10 = C_2 \times 25$$

$$C_2 = 0.04 \text{ mol.l}^{-1}$$

وتركيز أيونات الهيدروكسيل:

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$0.1 \times 15 = C_2 \times 25$$

$$C_2 = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$$

ثانياً: أعط تفسيراً علمياً لكلّ ممّا يأتي:

(1) تكون قيمة $pH < 7$ عند معايرة أساس ضعيف بمحمض

قوي.

الجواب: لأن الأيونات الناتجة عن المعايرة تسلك سلوك

حمض ضعيف.

(2) يعتبر أزرق بروم التيمول مشعراً مناسباً عند معايرة حمض

قوي بأساس قوي.

الجواب: لأن مداه (6 - 7.6) يحوي pH نقطة نهاية تفاعل

المعايرة.

(3) استخدام أحد مشعرات (حمض - أساس) في معايرة

التعديل.

المسألة الثالثة: تذاب عينة غير نقية كتلتها $2.8g$ من

هدروكسيد البوتاسيوم في الماء، ويكمل الحجم إلى

$200ml$ ، فإذا علمت أنه يلزم لتعديل $25ml$ منه $30ml$

من حمض كلور الماء تركيزه $0.1mol.l^{-1}$ بالإضافة إلى

$20ml$ من حمض الكبريت تركيزه $0.05 mol.l^{-1}$

والمطلوب:

(1) احسب تركيز محلول هيدروكسيد البوتاسيوم.

(2) احسب كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم النقية في هذه العينة.

(3) احسب النسبة المئوية للشوائب في هذه العينة.

(K:39 S:32 O:16 Cl:35.5 H:1)

(الحل: 1) حمض الكبريت قوي ثنائي الوظيفة الحمضية.

$$[H_3O^+] = 2C_a = 2 \times 0.05 = 0.1mol.l^{-1}$$

$$n_{(OH^-)} = n_{1(H_3O^+)} + n_{2(H_3O^+)}$$

$$CV = C_1V_1 + C_2V_2$$

$$C \times 25 = 0.1 \times 30 + 0.1 \times 20$$

$$C = 0.2mol.l^{-1}$$

(2) كتلة هيدروكسيد البوتاسيوم النقية في هذه العينة:

$$m = C.V.M = 0.2 \times 0.2 \times 56 = 2.24g$$

(3) كتلة الشوائب: $m = 2.8 - 2.24 = 0.56 g$

$$y = \frac{0.56}{2.8} \times 100 = 20\%$$

المسألة الرابعة: أذيت عينة مقدارها $1.75g$ من كربونات

الصوديوم وكلوريد الصوديوم في الماء وأكمل الحجم إلى

$100ml$ إذا علمت أنه يلزم للمعايرة المحلول السابق $50ml$ من

محلول حمض كلور الماء تركيزه $0.4mol.l^{-1}$ المطلوب:

(1) اكتب المعادلة المعبرة عن تفاعل المعايرة الحاصل.

(2) احسب تركيز كربونات الصوديوم في المحلول السابق.

(3) احسب النسبة المئوية لكل من الملح في العينة.

بعد التمديد $n =$ قبل التمديد n

$$C_1V_1 = C_2V_2$$

$$10^{-2} \times 10 = 10^{-3} \times V_2$$

$$V_2 = 100ml$$

حجم الماء المضاف: $V = 100 - 10 = 90ml$

المسألة الثانية: يؤخذ $20ml$ من حمض الكبريت تركيزه

$0.05mol.l^{-1}$ ويضاف إلى $10ml$ من محلول

هدروكسيد الصوديوم حتى تمام المعايرة، والمطلوب:

(1) اكتب المعادلة الكيميائية المعبرة عن التفاعل الحاصل.

(2) احسب تركيز محلول هيدروكسيد الصوديوم المستخدم.

(3) ما قيمة pH المحلول الناتج عن المعايرة.

(4) اكتب أسم أفضل مشعر واجب استعماله لهذه المعايرة؟

(5) احسب التركيز المولي لمحلول ملح كبريتات الصوديوم الناتج.

(الحل: 1) $H_2SO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$

(2) حمض الكبريت قوي ثنائي الوظيفة الحمضية:

$$[H_3O^+] = 2C_a = 2 \times 0.05 = 0.1mol.l^{-1}$$

الأساس $C_1V_1 = C_2V_2$ الحمض

$$0.1 \times 20 = C_2 \times 10$$

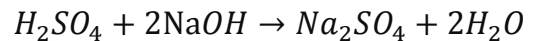
$$C_2 = 0.2mol.l^{-1}$$

$$pH = 7 \quad (3)$$

(4) أفضل مشعر مناسب هو: أزرق بروم التيمول.

(5) عدد مولات الحمض المتفاعلة:

$$n = CV = 0.05 \times 20 \times 10^{-3} = 10^{-3}mol$$



$$\frac{1}{10^{-3}}$$

$$\frac{1}{n'}$$

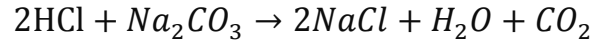
$$n' = 10^{-3}mol$$

$$C = \frac{n'}{v} = \frac{10^{-3}}{30 \times 10^{-3}} = \frac{1}{30}mol.l^{-1}$$

تركيز الملح:



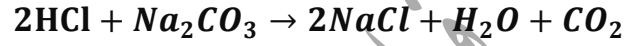
الحل: (1) كلوريد الصوديوم لا يتفاعل مع حمض كلور الماء



(2) تركيز كربونات الصوديوم في المحلول:

عدد مولات الحمض المتفاعلة:

$$n = 0.4 \times 50 \times 10^{-3} = 2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$



$$\frac{2}{2 \times 10^{-2}} \quad \frac{1}{n'}$$

$$n' = \frac{1 \times 2 \times 10^{-2}}{2} = 10^{-2} \text{ mol}$$

تركيز كربونات الصوديوم في المحلول:

$$C' = \frac{n}{v} = \frac{10^{-2}}{0.1} = 0.1 \text{ mol.l}^{-1}$$

(3) كتلة كربونات الصوديوم في العينة:

$$m = C.V.M = 0.1 \times 0.1 \times 106 = 1.06 \text{ g}$$

النسبة المئوية للملح كربونات الصوديوم:

$$y = \frac{1.06}{1.75} \times 100 = 60.5\%$$

النسبة المئوية للملح كلوريد الصوديوم:

$$y' = 100 - 60.5 = 39.5\%$$

حل التفكير الناقد: تستخدم المشعرات في المعايرة من

أجل تحديد نقطة نهاية تفاعل المعايرة، فسّر سبب تغير لون

المشعر عند إضافته إلى محلول حمضي أو محلول قلوي.

الجواب: المشعرات هي حموض أو أسس عضوية ضعيفة

لشكلها الجزيئي لون وأيوناتها لها لون مختلف فمثلاً إذا

كان المشعر حمض ضعيف يتلون بلون شكله

الجزيئي في الوسط الحمضي لكن في الوسط

الأساسي يتلون بلون أيوناته في الوسط
الأساسي.

----- انتهى البحث -----

ندعوكم للانضمام إلى قناتنا على التيلغرام:

قناة فراس قلعه جي للفيزياء والكيمياء

أسئلة الوحدة الرابعة

أولاً: اختر الإجابة الصحيحة لكل مما يأتي:

1) إذا علمت أن $pH = 3$ للمشروب الغازي فإن تركيز أيون الهيدروكسيد فيه:

(a) 10^{-3} (b) 10^{-3}

(c) 10^{-11} (d) 10^{+3}

الحل: $[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-3} mol.l^{-1}$

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

2) بالاعتماد على ثوابت تأين الحموض الآتية:

$$K_a(HF) = 7.2 \times 10^{-4}$$

$$K_a(HNO_2) = 4.5 \times 10^{-4}$$

$$K_a(HCN) = 5 \times 10^{-10}$$

الترتيب التنازلي الصحيح لقوة الأسس المرافقة لها هو:

(a) $CN^- < F^- < NO_2^-$

(b) $CN^- < NO_2^- < F^-$

(c) $NO_2^- < CN^- < F^-$

(d) $F^- < NO_2^- < CN^-$

الحل: الحمض الأقوى أساسه المرافق أساس أضعف

3) الملح الذائب الذي قيمة $pH < 7$ لحلوله المائي

من بين الأملاح الآتية المتساوية التراكيز هو:

(a) KCl (b) KCN

(c) NH_4NO_3 (d) Na_2SO_4

الحل: جزأي ملح كلوريد الصوديوم وكبريتات الصوديوم

حياديين لا يتحللها في الماء أما ملح سيانيد البوتاسيوم فالجزء

المتحلل منه وهو السيانيد يكسب المحلول صفة أساسية وأما ملح نترات الأمونيوم فالجزء المتحلل منه وهو الأمونيوم يكسب المحلول صفة حمضية.

4) الملح الذائب الذي لا يتحلل في الماء من بين الأملاح الآتية هو:

(a) NH_4Cl (b) $NaNO_3$

(c) $HCOONH_4$ (d) $CaSO_4$

الحل: جزأي الملح حياديين لا يتحللها في الماء.

5) محلول مائي ملح $CaCl_2$ له $pH = 7$ يمدد بالماء

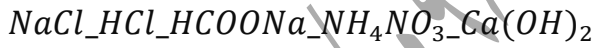
المقطر مرة فإن قيمة pH' للمحلول الناتج تساوي:

(a) $pH' = 5$ (b) $pH' = 9$

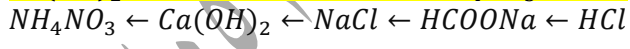
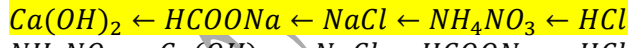
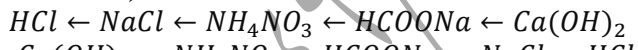
(c) $pH' = 0.7$ (d) $pH' = 7$

الحل: جزأي الملح حياديين لا يتحللها في الماء والمحلول يبقى معتدل مهما مددناه بالماء.

6) المحاليل المائية المتساوية التراكيز الآتية:



الترتيب الصحيح لها حسب تزايد قيمة pH لكل محلول هو:



7) الأيونات الحيادية الذي لا يتفاعل مع الماء من

الأيونات الآتية هو:

(a) CH_3COO^- (b) SO_4^{2-}

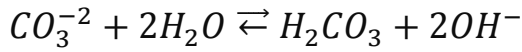
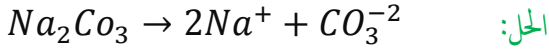
(c) CN^- (d) NH_4^+

8) المحلول المنظم للحموضة من المحاليل الآتية هو:

(a) $HCOOH.HCOOK$ (b) $HCl.KCl$

(c) $NH_4OH.NaCl$ (d) $NaOH.NaNO_3$

المساوية التراكيز، التي تظهر في الصور الآتية، فسّر ذلك
بكتابة المعادلات الكيميائية اللازمة.

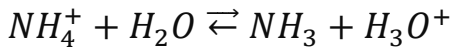


محلول ملح كربونات الصوديوم ذو وسط أساسي



جزئ الملح قويان لا يتحللها فمحلول ملح كلوريد

الصوديوم ذو الوسط معتدل.



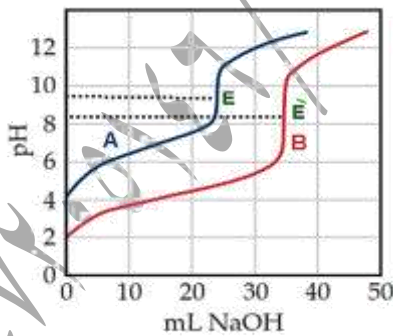
محلول ملح كلوريد الأمونيوم ذو وسط حمضي

س3_ عند معايرة حجمين متساويين من

حمضين A.B كل منهم على حدى بمحلول

هدروكسيد الصوديوم تركيزه $0.1 mol.l^{-1}$ فحصلنا على

المنحنيين البيانيين:



(a) أي من المحلولين A,B أكثر تركيزاً فسّر إجابتك.

الجواب: B هو الأكثر تركيزاً لأنه يستهلك حجم أكبر من

هدروكسيد الصوديوم.

(b) حدد نقطة نهاية المعايرة لكل منهما على الشكل.

$E_b=9.2 \quad E_a=8.1$

9) المشعر الذي يحدد بدقة نقطة نهاية معايرة حمض الخل
بهيدروكسيد البوتاسيوم هو:

(a) أزرق بروم التيمول

(b) الفينول فتالين

(c) أحمر المتيل

(d) الهلياتين

ثانياً: أجب عن الأسئلة الآتية:

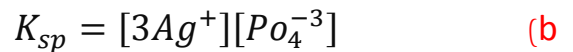
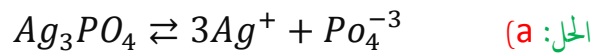
س1_ محلول مائي لمح Ag_3PO_4 فوسفات الفضة قليل
الذوبان في الماء، المطلوب:

(a) اكتب معادلة التوازن غير المتجانس لهذا الملح.

(b) اكتب علاقة ثابت جداء الذوبان K_{sp} لهذا الملح.

(c) اقترح طريقة لترسيب قسم من هذا الملح في محلوله
المشبع.

(d) اشرح آلية إذابة Ag_3PO_4 في محلوله المشبع بإضافة
حمض كلور الماء إليه.

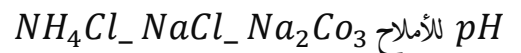


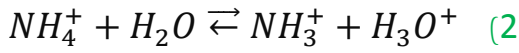
(c) نضيف كمية مناسبة من محلول نترات الفضة فيزداد تركيز
أيونات الفضة ويصبح $Q > K_{sp}$ تترسب كمية من هذا الملح.

(d) تتحد أيونات الهدرونيوم المضافة مع أيونات الفوسفات ويتشكل
حمض الفوسفور الضعيف التآين في الماء فينقص تركيز

أيونات الفوسفات ويصبح $Q < K_{sp}$ وبالتالي تذوب كمية
من هذا الملح.

س2_ يستخدم مقياس معرفة طبيعة المحلول المائي تحتلف قيمة





بدء 0.2 0 0

توازن 0.2 - x x x

$$K_h = \frac{[NH_3][H_3O^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{0.2 - x}$$

$$pH = 5 \Rightarrow [H_3O^+] = 10^{-5} mol.l^{-1} = x$$

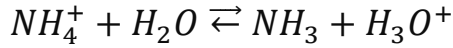
$$K_h = \frac{x^2}{0.2} = \frac{10^{-10}}{0.2} = 5 \times 10^{-10}$$

$$K_h K_b = 10^{-14}$$

$$K_b = \frac{10^{-14}}{K_h} = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-10}} = 2 \times 10^{-5} \quad (3)$$

(4) حمض كلور الماء قوي وحيد الوظيفية الحمضية:

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



بدء 0.2 0 0.01

توازن 0.2 - x x 0.01 + x

$$K_h = \frac{x(0.01 + x)}{0.2 - x}$$

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

تُهمل x المضافة والمطروحة في البسط والمقام .

$$5 \times 10^{-10} = \frac{x(0.01)}{0.2} \Rightarrow$$

$$x = 10^{-8} mol.l^{-1}$$

$$y = \frac{10^{-8}}{0.2} \times 100 = 5 \times 10^{-6} \% \text{ النسبة المئوية:}$$

المسألة الثانية: محلول مائي لحمض الخلل تركيزه الابتدائي

$0.05 mol.l^{-1}$ ، وثابت تأينه 2×10^{-5} والمطلوب:

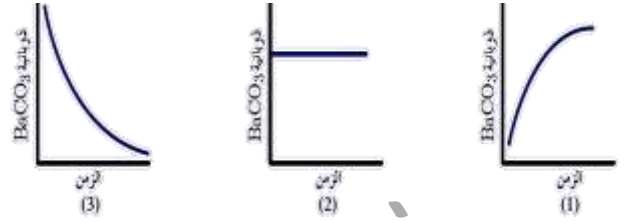
(1) أكتب معادلة تأين هذا الحمض. ثم حدّد الأزواج المترافقة

أساس/حمض وفق برونشند-لوري

(2) احسب قيمة pH المحلول.

(3) احسب درجة تأين هذا الحمض.

س4_ تشير المنحنيات الآتية إلى تغير ذوبانية كربونات الباريوم $BaCO_3$ بدلالة تركيزه في شروط مختلفة.



(1) أيّ من المنحنيات يشير لإضافة HNO_3

المنحني 1 لأن ذوبانية كربونات الباريوم تزداد .

(2) أيّ من المنحنيات يشير لإضافة Na_2CO_3

المنحني 3 لأن ذوبانية ملح كربونات الباريوم تقل .

(3) أيّ من المنحنيات يشير لإضافة $NaNO_3$

المنحني 2 لأنه لا يؤثر على ذوبانية كربونات الباريوم .

رابعاً: حل المسائل الآتية:

المسألة الأولى: محلول مائي ملح كلوريد الأمونيوم تركيزه

$0.2 mol.l^{-1}$ وقيمة $pH = 5$ له والمطلوب:

(1) أكتب معادلة حلمهة هذا الملح .

(2) احسب قيمة ثابت حلمهة هذا الملح

(3) احسب قيمة ثابت تأين النشادر .

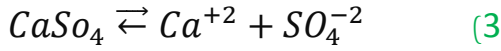
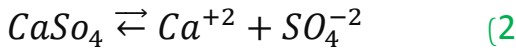
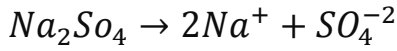
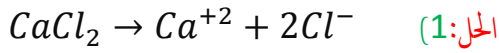
(4) يضاف إلى المحلول السابق قطرات من محلول حمض كلور

الماء تركيزه $0.01 mol.l^{-1}$ احسب النسبة المئوية المتحلّمة

من ملح كلوريد الأمونيوم في هذه الحالة .

الحل: (1) معادلة الإماهة: $NH_4NO_3 \rightleftharpoons NH_3 + Cl^-$

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



$$K_{sp} = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$9 \times 10^{-6} = s^2 \Rightarrow s = 3 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$C_{(g.l^{-1})} = C_{(mol.l^{-1})} \times M =$$

$$3 \times 10^{-3} \times 136 = 408 \times 10^{-3} \text{ g.l}^{-1}$$

$$C' = \frac{CV}{V'} \quad (4)$$

$$C_{(CaCl_2)} = \frac{0.02V}{2V} = 0.01 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$C_{(Na_2SO_4)} = \frac{0.04V}{2V} = 0.02 \text{ mol.l}^{-1}$$

$$Q = [Ca^{+2}][SO_4^{-2}]$$

$$Q = 0.01 \times 0.02 = 2 \times 10^{-4}$$

$$Q > K_{SP}$$

المحلول فوق مشبع يشكل راسب.

المسألة الرابعة: تذاب كمية مقدارها 0.1386 g من حمض

الأوكزاليك المائي صيغته $H_2C_2O_4 \cdot nH_2O$

بجسم مناسب من الماء فإذا علمت انه يلزم لإتمام معايرة المحلول

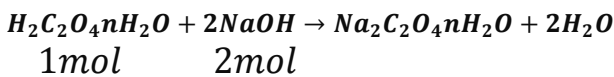
السابق 22 ml من محلول هيدروكسيد الصوديوم ذي

التركيز 0.1 mol.l^{-1} المطلوب:

(1) أكتب معادلة التفاعل الحاصل.

(2) احسب عدد جزيئات الماء في صيغة الحمض السابق.

الحل:

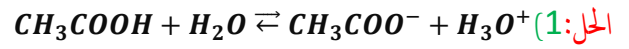


$$n_{(H_2C_2O_4 \cdot nH_2O)} \quad n_{(NaOH)}$$

$$n_{(NaOH)} = 2n_{(H_2C_2O_4 \cdot nH_2O)}$$

$$C \times V = 2 \times \frac{m}{M}$$

(4) نمدد المحلول السابق 10 مرات احسب pH المحلول بعد التمديد.



حمض مرفاق (2) أساس مرفق (1) حمض (1)

$$[H_3O^{+}] = \sqrt{C_a K_a} \quad (2)$$

$$= \sqrt{0.05 \times 2 \times 10^{-5}} = 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pH = -\log[H_3O^{+}] = -\log 10^{-3} = 3$$

$$\alpha = \frac{[H_3O^{+}]}{C_a} = \frac{10^{-3}}{0.05} = 2 \times 10^{-2} \quad (3)$$

$$\alpha = 2\%$$

(4) تركيز الحمض بعد التمديد:

$$C_1 V_1 = C_2 V_2$$

$$500 V_1 = C_2 \times 10 V_1$$

$$C_2 = 5 \times 10^{-3} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$[H_3O^{+}] = \sqrt{C_a K_a} = \sqrt{5 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^{-5}}$$

$$[H_3O^{+}] = 10^{-3.5} \text{ mol.l}^{-1}$$

$$pH = -\log 10^{-3.5} = 3.5$$

المسألة الثالثة: يضاف حجم معين من محلول ملح كلوريد

الكالسيوم تركيزه 0.02 mol.l^{-1} إلى حجم مساو له

من محلول كبريتات الصوديوم تركيزه 0.04 mol.l^{-1}

إذا علمت أن: $K_{sp}(CaSO_4) = 9 \times 10^{-6}$

والكتل الذرية: (Ca: 40_S: 32_O: 16)

المطلوب:

(1) أكتب معادلة إمامة كل من ملح كلوريد

الكالسيوم وكبريتات الصوديوم.

(2) أكتب معادلة التوازن غير المتجانس للمحلولات الكالسيوم.

(3) احسب ذوبانية ملح $CaSO_4$ مقدره $g.l^{-1}$ و $mol.l^{-1}$

(4) بين بالحساب سبب ترسب قسم من ملح $CaSO_4$.

$$0.1 \times 22 \times 10^{-3} = \frac{2 \times 0.1386}{M}$$

$$M = \frac{0.2772}{22 \times 10^{-4}} = 126g$$

$$n_{(H_2C_2O_4 \cdot nH_2O)} =$$

$$= (2 \times 1) + (2 \times 12) + (4 \times 16) + 18n = 126$$

$$18n = 126 - 90 = 36 \Rightarrow n = \frac{36}{18} = 2$$

ندعوكم للانضمام إلى قناتنا على التيلغرام:

قناة فراس قلعه جي للفيزياء والكيمياء

المسألة الخامسة: محيى محلول على أيونات الكلوريد وأيونات

$$[Cl^-] = [I^-] = 10^{-2} mol.l^{-1}$$

اليوديد بتركيز $10^{-2} mol.l^{-1}$ نضيف إلى المحلول السابق تدريجياً محلول ملح نترات الفضة، فإذا

$$K_{SP(AgI)} = 10^{-16} . K_{SP(AgCl)} = 10^{-10}$$

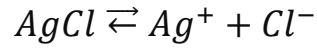
علمت أن: في شروط مناسبة والمطلوب:

(1) احسب تركيز محلول نترات الفضة الذي يبدأ عنده كل

من الملح ين بالترسب.

(2) أي من الملح ين يتسبب أولاً ولماذا؟

(الحل: 1) يبدأ الترسيب بعد أن يصبح المحلول مشبعاً.



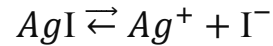
$$K_{SP} = [Ag^+][Cl^-]$$

$$10^{-10} = [Ag^+] \times 10^{-2} \Rightarrow$$

$$[Ag^+] = 10^{-8} mol.l^{-1}$$

يبدأ ترسيب AgCl بعد أن يصبح تركيزه أكبر من

$$10^{-8} mol.l^{-1}$$



$$K_{SP} = [Ag^+][I^-]$$

$$10^{-16} = [Ag^+] \times 10^{-2} \Rightarrow$$

$$[Ag^+] = 10^{-14} mol.l^{-1}$$

يبدأ ترسيب AgI بعد أن يصبح تركيزها أكبر

$$10^{-14} mol.l^{-1}$$

$$K_{SP(AgI)} < K_{SP(AgCl)} \quad (2)$$

لذلك يبدأ بالترسيب أولاً.