

إجابات جميع الأسئلة الواردة في كتاب الكيمياء
للسف الثاني عشر - الفصل الدراسي الأول
الطبعة الأولى 2023م

الوحدة الأولى (1) الحموض والقواعد وتطبيقاتها

Acid and Base and their Applications

الدرس الأول: الحموض والقواعد

صفحة 12: أتحقق:

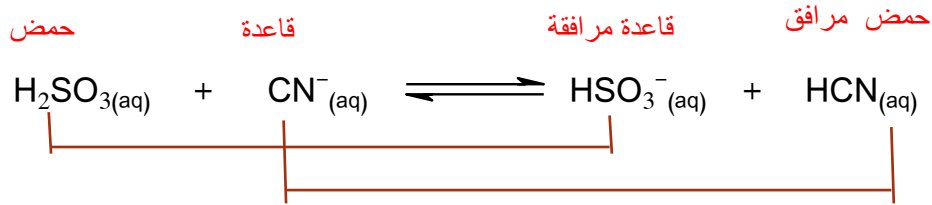
(1)

المادة	Ba(OH) ₂	HCOOH	HNO ₃	KOH	HClO ₄
التصنيف	قاعدة قوية	حمض ضعيف	حمض قوي	قاعدة قوية	حمض قوي

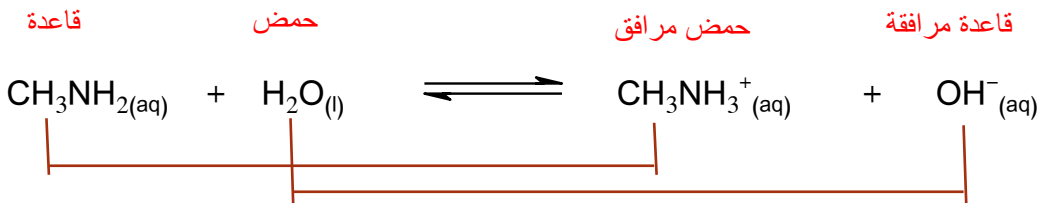
(2)



صفحة 15: أتحقق:



الزوجين المترافقين: (H₂SO₃ / HSO₃⁻) ، (CN⁻ / HCN)



الزوجين المترافقين: (CH₃NH₂ / CH₃NH₃⁺) ، (H₂O / OH⁻)

صفحة 17: أتتحقق

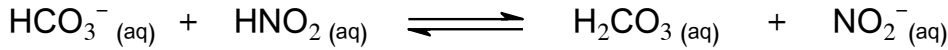
(1) الحمض الأقوى بين الحموض: HBr

(2) الحمض الذي تكون قاعدته المرافقة هي الأقوى: H₂S

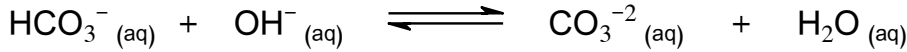
(3) الجهة التي يزاح نحوها الاتزان في التفاعل: جهة اليمين (جهة المواد الناتجة)

صفحة 17: أتتحقق:

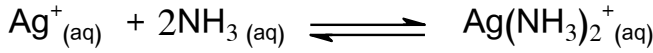
يسلك الأيون HCO₃⁻ كقاعدة عند تفاعله مع الحمض HNO₂ كما في المعادلة:



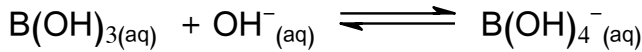
ويسلك كحمض عند تفاعله مع القاعدة OH⁻ كما في المعادلة:



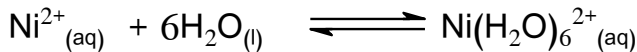
صفحة 19: أتتحقق



حمض قاعدة



حمض قاعدة



حمض قاعدة

صفحة 21: مراجعة الدرس

(1)

المفهوم	الأساس الذي يقوم عليه المفهوم
الحمض	القاعدة
أرهينيوس	إنتاج أيون OH ⁻ في المحلول المائي
برونستد-لوري	منح البروتون في التفاعل
لويس	استقبال زوج الكترولونات

(2) حمض أرهينوس: مادة تتأين في الماء وتنتج أيون الهيدروجين (H^+).

حمض برونستد-لوري: مادة مانحة للبروتون في أثناء التفاعل

قاعدة لويس: مادة تمنح زوج إلكترونات خلال التفاعل.

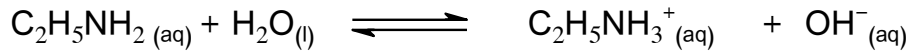
مادة أمفوتيرية: مادة تسلك كحمض في تفاعل وتسلك كقاعدة في تفاعل آخر تبعاً للوسط الذي توجد فيه.

(3)

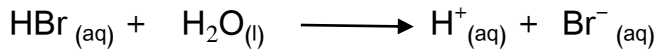
- لأنه يتأين في الماء وينتج أيون H^+ كما في المعادلة:



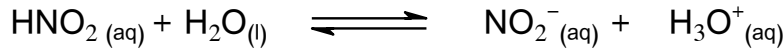
- لأنه يستقبل البروتون في أثناء التفاعل، كما في المعادلة:



- بالنسبة للحمض HBr ، تكون القاعدة المرافقة الناتجة عنه Br^- ضعيفة لا تستقبل البروتون في المحلول، فلا يكون التفاعل منعكساً، ويتأين الحمض كلياً في المحلول، كما في المعادلة:



بينما الحمض HNO_2 فتكون القاعدة المرافقة الناتجة عنه NO_2^- قوية نسبياً ويمكنها استقبال البروتون في المحلول ويكون التفاعل منعكساً، ويتأين الحمض جزئياً في المحلول، كما في المعادلة:



(4)

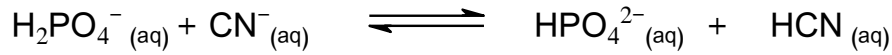
المادة	N_2H_4	NH_3	HF	KOH	HI	H_2SO_3
التصنيف	قاعدة ضعيفة	قاعدة ضعيفة	حمض ضعيف	قاعدة قوية	حمض قوي	حمض ضعيف

(5) القاعدة وحمضها المرافق: ($C_6H_5NH_2/ C_6H_5NH_3^+$) ، الحمض وقاعدته المرافقة: ($HClO/ ClO^-$)

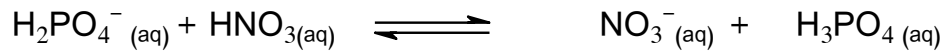
الحمض وقاعدته المرافقة: (H_2CO_3/ HCO_3^-) ، القاعدة وحمضها المرافق (H_2O / H_3O^+)

(6) الحمض Fe^{3+} ، والقاعدة H_2O .

(7) السلوك الحمضي: يسلك الأيون $H_2PO_4^-$ كحمض عند تفاعله مع القاعدة CN^- وفق المعادلة:



السلوك القاعدي: يسلك الأيون $H_2PO_4^-$ كقاعدة عند تفاعله مع الحمض HNO_3 ، وفق المعادلة:

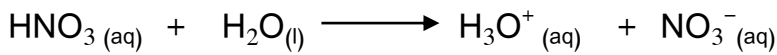


الدرس الثاني: الرقم الهيدروجيني ومحاليل الحموض والقواعد القوية

صفحة 24: أتتحق

المحلول	$[H_3O^+]M$	$[OH^-]M$	تصنيف المحلول
الأول	1×10^{-2}	1×10^{-12}	حمضي
الثاني	1×10^{-7}	1×10^{-7}	متعادل
الثالث	1×10^{-10}	1×10^{-4}	قاعدي

صفحة 26: أتتحق



$$[H_3O^+] = [HNO_3]$$

$$[H_3O^+] = 4 \times 10^{-2} M$$

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

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-2}} = 2.5 \times 10^{-13} M$$

صفحة 28: أتتحقق

(1) أحسب تركيز OH^- وفق العلاقة الآتية:

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= [\text{KOH}] \\ [\text{OH}^-] &= 0.5 \text{ M} \end{aligned}$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام العلاقة الآتية:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{5 \times 10^{-1}} = 0.2 \times 10^{-13} \text{ M} = 2 \times 10^{-14} \text{ M}$$

(2) أحسب عدد مولات القاعدة ثم احسب تركيزها، كما يلي :

$$n_{(\text{NaOH})} = \frac{m}{M_r} = \frac{8}{40} = 0.2 \text{ mol}$$

$$M_{(\text{NaOH})} = \frac{n}{v} = \frac{0.2 \text{ mol}}{0.2 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 1 \text{ M}$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1} = 1 \times 10^{-14} \text{ M}$$

صفحة 29: أتتحقق

$$\text{pH}=12 \quad (\text{ب}) \qquad \text{pH}=3 \quad (\text{أ}) \quad (1)$$

(2) المحلول (أ) حمضياً، والمحلول (ب) قاعدياً.

صفحة 30: أفكر

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^0 = 1 \text{ M}$$

صفحة 32: أتتحقق

(1)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HI}] = 0.03 = 3 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log (3 \times 10^{-2}) = 2 - \log 3 = 2 - 0.48 = 1.52$$

(2)

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.3} = 10^{(-4.3+5)-5}$$

$$= 10^{0.7} \times 10^{-5} = 5 \times 10^{-5} M$$

$$[OH^-] = [LiOH] = 4 \times 10^{-3} M \quad (3)$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام العلاقة الآتية:

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4 \times 10^{-3}} = 2.5 \times 10^{-12} M$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log (2.5 \times 10^{-12}) = 12 - \log 2.5 = 12 - 0.4 = 11.6$$

صفحة 33: أتتحقق

$$[OH^-] = [LiOH] = 4 \times 10^{-3} M \quad (1)$$

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pOH = -\log(4 \times 10^{-3}) = 3 - \log 4 = 3 - 0.6 = 2.4$$

(2)

$$[OH^-] = 10^{-pOH} = 10^{-3.2} = 10^{(-3.2+4)-4}$$

$$= 10^{0.8} \times 10^{-4} = 6.3 \times 10^{-4} M$$

صفحة 34: سؤال الشكل (6): يزداد الرقم الهيدروكسيدي بزيادة حمضية المحلول.

صفحة 34: أتتحقق:

أحسب كل من pH و pOH لكل من المحاليل الآتية:

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(1 \times 10^{-5}) = 5 \quad (1)$$

$$pH + pOH = 14$$

$$5 + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 5 = 9$$

(2)

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [\text{OH}^-] \\ \text{pOH} &= -\log(1 \times 10^{-4}) = 4 \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} + 4 &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - 4 = 10 \end{aligned}$$

صفحة 37: أتحقق:

$$n_{(\text{HBr})} = [\text{HBr}] \times V = 0.2 \text{ M} \times 0.03 = 0.006 \text{ mol}$$

عند التعادل يكون عدد مولات الحمض مساوياً لعدد مولات القاعدة، أي أن:

$$n_{(\text{HBr})} = n_{(\text{KOH})} = 0.006 \text{ mol}$$

$$n_{(\text{KOH})} = [\text{KOH}] \times V = 0.006 \text{ mol}$$

$$[\text{KOH}] \times 0.02 \text{ L} = 0.006 \text{ mol}$$

$$[\text{KOH}] = \frac{0.006}{0.02} = 0.3 \text{ M}$$

صفحة 38: أتحقق

1- أصفر

2- أصفر

صفحة 40: مراجعة الدرس

(1) يعبر عن حمضية المحاليل أو قاعدتها باستخدام الرقم الهيدروجيني pH أو الرقم الهيدروكسيلي pOH

(2) التآين الذاتي للماء: بعض جزيئات الماء تسلك سلوك الحمض وبعضها الآخر يسلك كقاعدة في الماء نفسه.

الرقم الهيدروجيني: اللوغاريتم السالب لتركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ في المحلول للأساس 10.

المعايرة: الإضافة التدريجية لمحلول قاعدة معلومة التركيز تدريجياً (نقطة بعد نقطة) إلى محلول حمض مجهول التركيز، أو محلول حمض معلوم التركيز إلى محلول قاعدة مجهول التركيز.

نقطة النهاية: النقطة التي تضاف من المحلول القياسي إلى المحلول مجهول التركيز ويتغير عندها لون الكاشف وتحدد انتهاء عملية المعايرة.

(3) أحسب تركيز H_3O^+ و OH^- في كل من المحاليل الآتية:

(أ) HNO_3 تركيزه 0.02 M

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HNO}_3] = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-2}} = 5 \times 10^{-13} \text{ M}$$

(ب) LiOH تركيزه 0.01 M

$$[\text{OH}^-] = [\text{LiOH}] = 0.01 \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-2}} = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$$

(4)

pH= 9	$[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ M}$	pOH= 4	$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-9} \text{ M}$	pH=3	الصفة المميزة للمحلول
قاعدي	حمضي	قاعدي	قاعدي	حمضي	تصنيف المحلول

(5) بسبب زيادة تركيز أيونات الهيدرونيوم H_3O^+ الناتجة من تأين الحمض ويبقى ثابت تأين الماء ثابتاً.

(6)

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0.0005 \text{ M} = 5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log(5 \times 10^{-4}) = 4 - \log 5$$

$$= 4 - 0.7 = 3.3$$

(7) أحسب عدد مولات الحمض ، ثم أحسب تركيزه، كما يلي:

$$n_{(HBr)} = \frac{m}{M_r} = \frac{0.81}{81} = 0.01 \text{ mol}$$

$$M_{(HBr)} = \frac{n}{v} = \frac{0.01 \text{ mol}}{0.4 \text{ L}} = 0.025 \text{ M}$$

$$[H_3O^+] = [HBr] = 0.025 \text{ M} = 2.5 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

$$pH = -\log(2.5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 2.5 \\ = 2 - 0.4 = 1.6$$

(8)

$$[H_3O^+] = [HClO_4] = 0.008 \text{ M} = 8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log(8 \times 10^{-3}) = 3 - \log 8 = 3 - 0.9 = 2.1$$

$$pH + pOH = 14$$

$$2.1 + pOH = 14$$

$$pOH = 14 - 2.1 = 11.9$$

(9) أحسب عدد مولات الحمض:

$$n_{(HI)} = [HI] \times V = 0.3 \text{ M} \times 0.04 = 0.012 \text{ mol}$$

عند التعادل يكون عدد مولات الحمض مساوياً لعدد مولات القاعدة، أي أن:

$$n_{(HI)} = n_{(KOH)} = 0.012 \text{ mol}$$

$$n_{(KOH)} = [KOH] \times V = 0.012 \text{ mol}$$

$$[KOH] \times 0.06 \text{ L} = 0.012 \text{ mol}$$

$$[KOH] = \frac{0.012}{0.06} = 0.2 \text{ M}$$

الدرس الثالث: الحموض والقواعد الضعيفة

صفحة 42: أتتحق

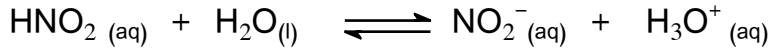
(1) الحمض الأقوى: HCOOH

(2) محلول الحمض HNO₂

(3) محلول الحمض: HClO

صفحة 43: أتتحق

أكتب معادلة تأين الحمض:



أكتب قانون ثابت التآين:

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HNO}_2]}$$

وحيث أن النقص في تركيز الحمض صغير جداً مقارنة بتركيز الحمض (0.03)، يتم إهمال هذا النقص واعتبار تركيز

الحمض ثابتاً، ويساوي 0.03 M

كما أن: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{NO}_2^-] = X$

وبالتعويض في ثابت التآين نجد أن:

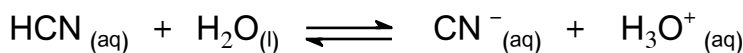
$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{X^2}{0.03}$$

$$X^2 = 0.03 \times 4.5 \times 10^{-4} = 0.135 \times 10^{-4}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن: $X = [\text{H}_3\text{O}^+] = 3.7 \times 10^{-3} \text{ M}$

صفحة 44: أتتحق

أكتب معادلة تأين الحمض:



أكتب قانون ثابت التآين:

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

وحيث أن النقص في تركيز الحمض صغير جداً مقارنة بتركيز الحمض (0.02)، يتم إهمال هذا النقص واعتبار تركيز

الحمض ثابتاً، ويساوي 0.02 M

كما أن: $[H_3O^+] = [NO_2^-] = X$

وبالتعويض في ثابت التأيّن نجد أن:

$$4.9 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.02}$$

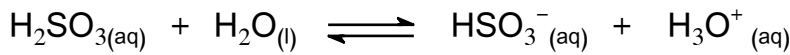
$$X^2 = 0.02 \times 4.9 \times 10^{-10} = 9.8 \times 10^{-12}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن: $X = [H_3O^+] = 3.1 \times 10^{-6} M$

أحسب الرقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة: $pH = -\log [H_3O^+]$

$$pH = -\log 3.1 \times 10^{-6} = 6 - \log 3.1 = 6 - 0.49 = 5.51$$

صفحة 46: أتتحق



أحسب تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-2} = 1 \times 10^{-2} M$$

ويكون

$$[H_3O^+] = [HSO_3^-] = 1 \times 10^{-2} M$$

أحسب تركيز الحمض باستخدام ثابت التأيّن كما يلي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HSO_3^-]}{[H_2SO_3]}$$

$$[H_2SO_3] = \frac{[H_3O^+][HSO_3^-]}{K_a} = \frac{(1 \times 10^{-2})^2}{1.3 \times 10^{-2}} = \frac{1 \times 10^{-4}}{1.3 \times 10^{-2}} = 0.77 \times 10^{-2} M$$

لحساب كتلة الحمض، أحسب عدد مولاته في المحلول كما يلي:

$$M_{(H_2SO_3)} = \frac{n}{v}$$

$$0.77 \times 10^{-2} = \frac{n}{0.5}$$

$$n_{(H_2SO_3)} = 0.5 \times 0.77 \times 10^{-2} = 3.85 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

استخدم عدد المولات لحساب كتلة الحمض كما يلي:

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$m = n \times Mr$$

$$m = 3.85 \times 10^{-3} \text{ mol} \times 82 \text{ g/mol} = 0.316 \text{ g}$$

صفحة 47: أتتحق

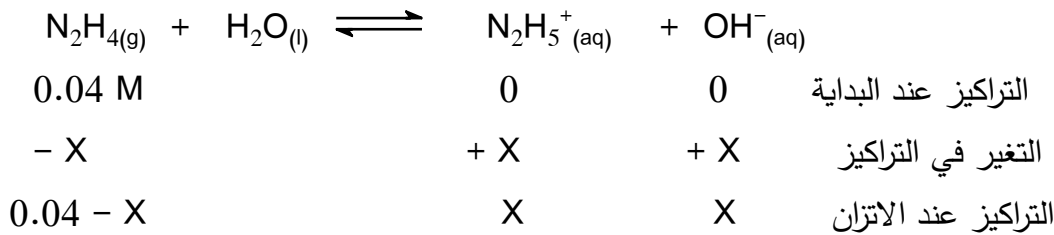
(1) أقل رقم هيدروجيني C_5H_5N .

(2) القاعدة الأقوى $C_2H_5NH_2$

(3) القاعدة التي حمضها المرافق له أقل رقم هيدروجيني: N_2H_4

صفحة 48: أتتحق

أكتب معادلة تأين القاعدة:



أكتب قانون ثابت تأين القاعدة:

$$K_b = \frac{[OH^-][N_2H_5^+]}{[N_2H_4]}$$

ونظراً لأن التغير في تركيز القاعدة يكون صغيرة جداً مقارنة بتركيز القاعدة، فإنه يمكن إهمال هذا التغير

واعتبار تركيز القاعدة ثابتاً، ويساوي 0.04 M

ويكون $[OH^-] = [N_2H_5^+] = X$

وبالتعويض في ثابت تأين القاعدة نجد أن:

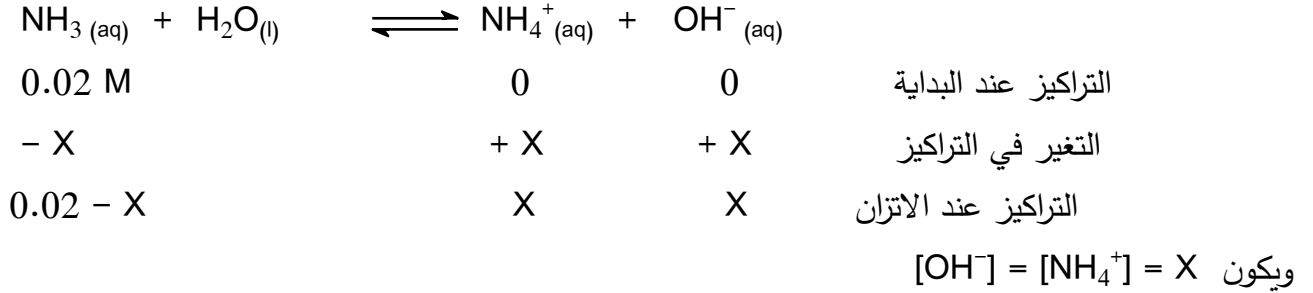
$$1.7 \times 10^{-6} = \frac{X^2}{0.04}$$

$$X^2 = 0.04 \times 1.7 \times 10^{-6} = 0.068 \times 10^{-6} = 6.8 \times 10^{-8}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن: $X = [OH^-] = [N_2H_5^+] = 2.6 \times 10^{-4} \text{ M}$

صفحة 49: أتتحق

أكتب معادلة تأين القاعدة:



ونظرا لأن قيمة X صغيرة جدا مقارنة بتركيز القاعدة، يهمل التغير في تركيز القاعدة ويمكن اعتبار أن تركيز القاعدة يبقى ثابتاً، ويساوي 0.04 M

أكتب قانون ثابت التآين كما يلي:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

لحساب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة، أحسب تركيز OH^- باستخدام ثابت التآين K_b كما يلي:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.02}$$

$$X = [\text{OH}^-] = \sqrt{0.36 \times 10^{-6}} = 0.6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام ثابت تآين الماء K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.6 \times 10^{-3}} = 1.66 \times 10^{-11} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 1.66 \times 10^{-11} = 11 - \log 1.66 = 11 - 0.22 = 10.78$$

صفحة 50: أتتحق

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-12} = 1 \times 10^{-12} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-12}} = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = [\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_3^+] = 1 \times 10^{-2} \text{ M}$$

أكتب ثابت تأين القاعدة:

$$K_b = \frac{[OH^-][C_4H_9NH_3^+]}{[C_4H_9NH_2]}$$

أعوض في ثابت تأين القاعدة:

$$K_b = \frac{(1 \times 10^{-2})^2}{0.4} = 2.5 \times 10^{-4}$$

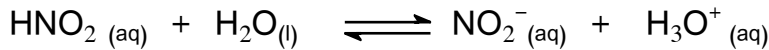
صفحة 51: مراجعة الدرس:

(1) كلما زاد ثابت تأين الحمض الضعيف زادت قوة الحمض وقلت قيمة الرقم الهيدروجيني لمحلوله.

(2)

(أ) محلول HNO_2 تركيزه 0.02 M

أكتب معادلة تأين الحمض:



أكتب قانون ثابت التآين:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

وحيث أن النقص في تركيز الحمض صغير جداً مقارنة بتركيز الحمض (0.02)، يتم إهمال هذا النقص واعتبار تركيز

الحمض ثابتاً، ويساوي 0.02 M

ويكون $[H_3O^+] = [NO_2^-] = X$

وبالتعويض في ثابت التآين نجد أن:

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{X^2}{0.02}$$

وبهذا يمكن حساب تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$X^2 = 0.02 \times 4.5 \times 10^{-4} = 0.09 \times 10^{-4}$$

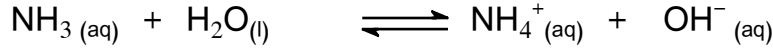
$$X = [H_3O^+] = 0.3 \times 10^{-2} M$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.3 \times 10^{-2}} = 3.33 \times 10^{-2} M$$

$$pOH = -\log 3.33 \times 10^{-2}$$

$$= 2 - 0.52 = 1.48$$

ب) محلول NH_3 تركيزه 0.01 M



أكتب قانون ثابت التأيّن كما يلي:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

وبما أن $[\text{OH}^-] = [\text{NH}_4^+] = X$

أحسب تركيز OH^- باستخدام ثابت التأيّن K_b كما يلي:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.01}$$

$$X = [\text{OH}^-] = \sqrt{0.18 \times 10^{-6}} = 4.2 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 4.2 \times 10^{-4}$$

$$= 4 - 0.62 = 3.38$$

3) لأنه بزيادة ثابت التأيّن يزداد تأيّن القاعدة وبذلك يزداد إنتاج أيونات OH^- في المحلول ويزداد تركيز هذه الأيونات.

4) أطبق. يبين الجدول المجاور قيم ثابت تأيّن عدد من الحموض الضعيفة أدرس هذه القيم ثم أجب عن الأسئلة الآتية:

الحمض	K_a
$\text{C}_6\text{H}_6\text{COOH}$	6.3×10^{-5}
HNO_2	4.5×10^{-4}
CH_3COOH	1.7×10^{-5}
HCN	4.9×10^{-10}

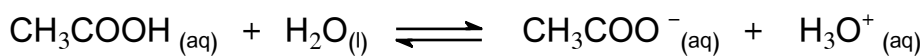
أ) CN^-

ب) HNO_2

ج) HCN

د) HNO_2

هـ)



أحسب عدد مولات الحمض ثم أحسب تركيزه كما يلي:

$$n(\text{CH}_3\text{COOH}) = \frac{m}{Mr} = \frac{12}{60} = 0.2 \text{ mol}$$

$$M_{(CH_3COOH)} = \frac{n}{V} = \frac{0.2}{0.4} = 0.5 M$$

أحسب تركيز الحمض باستخدام ثابت التأيين كما يلي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

ويكون تركيز $[H_3O^+] = [CH_3COO^-] = X$

$$1.7 \times 10^{-5} = \frac{X^2}{0.5}$$

$$X^2 = 0.5 \times 1.7 \times 10^{-5} = 8.5 \times 10^{-6}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن: $X = [H_3O^+] = 2.9 \times 10^{-3} M$

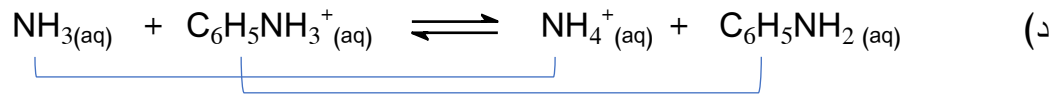
أحسب الرقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة:

$$pH = -\log [H_3O^+] \quad pH = -\log(2.9 \times 10^{-3}) = 3 - \log 2.9 = 3 - 0.46 = 2.54$$

(أ) $C_5H_5NH^+$

(ب) CH_3NH_2

(ج) CH_3NH_2



قاعدة

حمض

حمض مرافق

قاعدة مرافقة

(القاعدة/ حمضها المرافق: $(NH_3 \setminus NH_4^+)$ ، الحمض/ قاعدته المرافقة: $(C_6H_5NH_3^+ \setminus C_6H_5NH_2)$)

(هـ)

أحسب تركيز H_3O^+ ثم أحسب تركيز OH^-

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-9.4} = 10^{(-9.4+10)-10} = 3.9 \times 10^{-10}$$

$$[OH^-] = \frac{1 \times 10^{-14}}{3.9 \times 10^{-10}} = 0.26 \times 10^{-4} M$$

$$[OH^-] = [N_2H_5^+] = 0.26 \times 10^{-4} M$$

أكتب ثابت التأيين القاعدة:

$$K_b = \frac{[OH^-][N_2H_5^+]}{[N_2H_4]}$$

أحسب تركيز القاعدة ، كما يلي:

$$1.7 \times 10^{-6} = \frac{(0.26 \times 10^{-4})^2}{[N_2H_4]}$$

$$[N_2H_4] = \frac{6.7 \times 10^{-10}}{1.7 \times 10^{-6}} = 3.9 \times 10^{-4} \text{ M}$$

لحساب كتلة القاعدة أحسب عدد مولاتها في المحلول كما يلي:

$$M_{(N_2H_4)} = \frac{n}{v}$$

$$3.9 \times 10^{-4} = \frac{n}{0.4} \Rightarrow n = 0.4 \times 3.9 \times 10^{-4} = 1.56 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

استخدم عدد المولات لحساب كتلة القاعدة كما يلي:

$$n = \frac{m}{Mr} \Rightarrow m = n \times Mr$$

$$m = 1.56 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 32 \text{ g/mol} = 49.92 \times 10^{-4} \text{ g} = 5.0 \times 10^{-3} \text{ g}$$

الدرس الرابع: الأملاح والمحاليل المنظمة

صفحة 54 : سؤال أفكر

ينتج الملح $LiHCO_3$ من تفاعل الحمض H_2CO_3 مع القاعدة $LiOH$

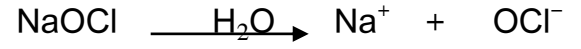
صفحة 54: أتحقق

(1) الذوبان يؤدي الى تفكك الملح في الماء وينتج ايونات موجبة وأخرى سالبة، بينما التمييه هو تفاعل الأيونات الناتجة من ذوبان الملح مع الماء وإنتاج ايونات H_3O^+ أو ايونات OH^- ، مما يغير من الرقم الهيدروجيني للمحلول.

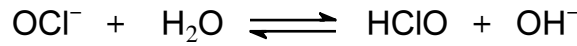
(2)

$N_2H_5NO_3$	KNO_3	$NaOCl$	CH_3NH_3Cl	محلول الملح
حمضي	متعادل	قاعدي	حمضي	الخاصية

(3) يتأين الملح NaOCl في الماء كما في المعادلة الآتية:



الأيون Na^+ لا يتفاعل مع الماء في المحلول، بينما يتفاعل الأيون OCl^- مع الماء وينتج أيونات OH^- وتزداد قيمة الرقم الهيدروجيني للمحلول ويكون التأثير قاعدي والمعادلة الآتية توضح ذلك:



صفحة 58: أتحقق

عدد مولات الملح $\text{NaHSO}_3 = 0.2 \text{ mol}$

$$[\text{NaHSO}_3] = \frac{n}{v} = \frac{0.2}{0.4} = 0.5 \text{ M}$$

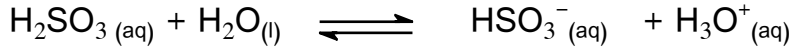
$$K_a = 1.3 \times 10^{-2}$$

الرقم الهيدروجيني قبل إضافة الملح: pH = ??

الرقم الهيدروجيني بعد إضافة الملح: pH = ??

الحل:

أكتب معادلة تأين الحمض:



أحسب الرقم الهيدروجيني (pH) للحمض قبل إضافة الملح بتطبيق قانون ثابت التأيين:

$$K_a = \frac{[\text{HSO}_3^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]}$$

وحيث أن النقص في تركيز الحمض صغير جداً مقارنة بتركيز الحمض (0.2)، يتم إهمال هذا النقص واعتبار تركيز

الحمض ثابتاً ويساوي 0.2 M

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HSO}_3^-] = X \quad \text{ويكون}$$

وبالتعويض في ثابت التأيين نجد أن:

$$1.3 \times 10^{-2} = \frac{X^2}{0.2}$$

وبهذا يمكن حساب تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$X^2 = 0.2 \times 1.3 \times 10^{-2} = 0.26 \times 10^{-2}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن: $X = [\text{H}_3\text{O}^+] = 5.1 \times 10^{-2} \text{ M}$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 5.1 \times 10^{-2} = 2 - 0.71 = 1.29$$

عند إضافة الملح NaHSO_3 فإنه يتأين كما في المعادلة الآتية:



يتضح من المعادلتين السابقتين أن الأيون المشترك HSO_3^- ينتج من تأين الحمض H_2SO_3 والملح NaHSO_3 ، ونظراً لأن ثابت تأين الحمض صغير جداً، فإن تركيز أيونات HSO_3^- الناتج من تأين الحمض يكون صغير جداً ويتم إهماله، واعتبار الملح المصدر الرئيس لهذه الأيونات، وبالتالي فإن تركيز الأيون المشترك HSO_3^- يكون مساوياً لتركيز الملح NaHSO_3 في المحلول، أي أن:

$$[\text{HSO}_3^-] = [\text{NaHSO}_3] = 0.5 \text{ M}$$

أستخدم ثابت تأين الحمض K_a لحساب تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HSO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{SO}_3]}$$

$$1.3 \times 10^{-2} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+](0.5)}{0.2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 5.2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة الملح pH_2 كما يلي:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 5.2 \times 10^{-3} = 3 - (0.72) = 2.28$$

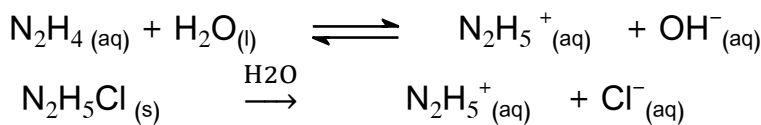
أحسب التغير في الرقم الهيدروجيني ΔpH باستخدام العلاقة الآتية:

$$\Delta\text{pH} = 2.28 - 1.29 = 0.99$$

صفحة 60: أتحقق

$$[\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}] = [\text{N}_2\text{H}_5^+] = \frac{n}{V} = \frac{0.2 \text{ mol}}{0.5\text{L}} = 0.4 \text{ M}$$

أكتب معادلة تأين كل من القاعدة والملح كما يلي:



أطبق ثابت تأين القاعدة K_b لحساب تركيز OH^- :

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{N}_2\text{H}_5^+]}{[\text{N}_2\text{H}_4]}$$

$$1.7 \times 10^{-6} = \frac{[\text{OH}^-] \times 0.4}{0.4}$$

$$[\text{OH}^-] = 1.7 \times 10^{-6} \text{ M}$$

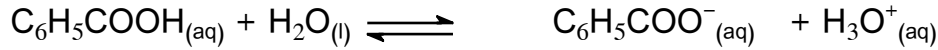
أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام ثابت تأين الماء K_w :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1.7 \times 10^{-6}} = 5.88 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(5.88 \times 10^{-9}) = 9 - 0.77 = 8.23$$

صفحة 64: أتتحقق

أكتب معادلات تأين كل من الحمض وملحه:



أحسب أولاً pH للمحلول قبل إضافة الحمض HBr:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-]}{[\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}]}$$

$$6.3 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.2}{0.2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_1 = -\log(6.3 \times 10^{-5}) = 5 - \log 6.3 = 5 - 0.8 = 4.20$$

(2) عند إضافة الحمض HBr فإنه تتأين كلياً ويكون $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HBr}] = 0.01 \text{ M}$ ويتفاعل مع القاعدة المرافقة CH_3COO^- ويمنحها البروتون لتتحول الى الحمض CH_3COOH وبهذا يقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف ويصبح:

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.2 - 0.01 = 0.19 \text{ M}$$

وبهذا يزداد تركيز الحمض CH_3COOH بمقدار تركيز H_3O^+ المضاف ويصبح:

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.2 + 0.01 = 0.21 \text{ M}$$

أستخدم ثابت تأين الحمض K_a لحساب تركيز H_3O^+ والرقم الهيدروجيني pH من جديد، كما يلي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$6.3 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.19}{0.21}$$

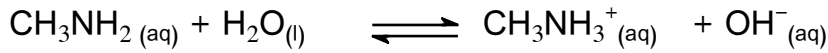
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.96 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH}_2 = -\log(6.96 \times 10^{-5}) = 5 - 0.84 = 4.16$$

صفحة 67: أتحقق

(1)

أكتب معادلة تأين كل من القاعدة والملح كما يلي:



(أ) أحسب $[\text{OH}^-]$ و pH المنظم كما يلي:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{CH}_3\text{NH}_2]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.15}{0.2} = 3.3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.33 \times 10^{-4}} = 0.303 \times 10^{-10} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول كما يلي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(3.03 \times 10^{-11}) = 11 - 0.48 = 10.52$$

(2) عند إضافة الحمض HBr فإنه يتأين كلياً ويكون $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HBr}] = 0.02 \text{ M}$

يتفاعل الحمض HBr مع القاعدة CH_3NH_2 ويقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_2] = 0.15 - 0.02 = 0.13 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض المرافق CH_3NH_3^+ ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[\text{CH}_3\text{NH}_3^+] = 0.2 + 0.02 = 0.22 \text{ M}$$

أحسب $[\text{OH}^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة الحمض كما يلي:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{CH}_3\text{NH}_2]}{[\text{CH}_3\text{NH}_3^+]} = \frac{4.4 \times 10^{-4} \times 0.13}{0.22} = 2.6 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.6 \times 10^{-4}} = 3.8 \times 10^{-11} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول كما يلي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 3.8 \times 10^{-11} = 11 - 0.58 = 10.42$$

صفحة 68: مراجعة الدرس

- (1) يتكون المحلول المنظم الحمضي من الحمض الضعيف وملح يشترك معه بأيون مشترك مثل الحمض HCN والملح NaCN
- (2) التمييه: تفاعل الأيونات الناتجة من تفكك الملح مع الماء لانتاج H_3O^+ أو OH^- .
- (3) الأيون المشترك: أيون يدخل في تركيب حمض ضعيف وملحه أو قاعدة ضعيفة وملحها وينتج عنهما في المحلول.

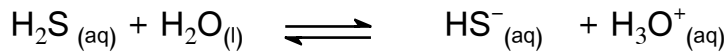
KNO_3	$\text{CH}_3\text{NH}_3\text{Br}$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$	LiF	الملح
HNO_3	HBr	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	HF	مصدر الأيونات السالبة
KOH	CH_3NH_2	NaOH	LiOH	مصدر الأيونات الموجب

(4) الأملاح التي تتمييه هي: HCOONa , $\text{C}_5\text{H}_5\text{NHI}$, KCN

(5) أصنف محاليل الأملاح الآتية إلى حمضية وقاعدية ومتعادلة:

KNO ₂	NH ₄ NO ₃	LiCl	NaHCO ₃	C ₆ H ₅ NH ₃ Br	المحلول
قاعدي	حمضي	متعادل	قاعدي	حمضي	التصنيف المحلول

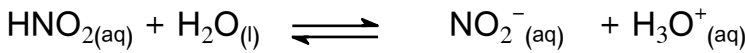
(6)



عند إضافة بلورات الملح NaHS إلى محلول الحمض H₂S فإنه يتفكك وينتج الأيون المشترك HS⁻ ويزداد تركيزه في المحلول فيندفع الاتزان بالاتجاه العكسي أي جهة المواد المتفاعلة وبذلك يقل تركيز أيونات H₃O⁺ ويزداد الرقم الهيدروجيني ويكون تأثير الملح قاعدياً.

(7)

أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.52} = 10^{(-3.52+4)-4} = 10^{0.48} \times 10^{-4} = 3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب تركيز الأيون المشترك والذي يساوي تركيز الملح باستخدام K_a كما يلي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[\text{NO}_2^-] \times 3 \times 10^{-4}}{0.02}$$

$$[\text{NO}_2^-] = 0.03 \text{ M} = 3.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{KNO}_2] = [\text{NO}_2^-] = 3.0 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{KNO}_2] = \frac{n}{V}$$

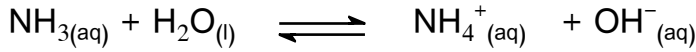
$$3.0 \times 10^{-2} = \frac{n}{0.4 \text{ L}}$$

$$n = 3.0 \times 10^{-2} \times 0.4 = 1.2 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$m = 1.2 \times 10^{-2} \text{ mol} \times \frac{85 \text{ g}}{\text{mol}} = 1.02 \text{ g}$$

(8) اكتب معادلة تأين كل من القاعدة والملح كما يلي:



أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام pH للمحلول كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-10} = 1 \times 10^{-10} \text{ M}$$

أحسب $[\text{OH}^-]$ باستخدام Kw كما يلي:

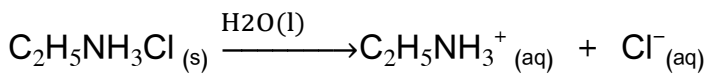
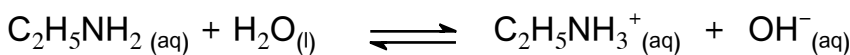
$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]}$$

$$\frac{[\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{K_b}{[\text{OH}^-]} = \frac{1.8 \times 10^{-5}}{1 \times 10^{-4}} = 1.8 \times 10^{-1}$$

(9)

اكتب معادلة تأين كل من القاعدة والملح كما يلي:



أحسب $[\text{OH}^-]$ و pH للمحلول المنظم كما يلي:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.2}{0.4} = 2.35 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.35 \times 10^{-4}} = 4.3 \times 10^{-11} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول كما يلي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(4.3 \times 10^{-11}) = 11 - 0.63 = 10.37$$

(ب) أحسب تركيز HCl المضاف ويساوي تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.05 \text{ mol}}{0.5} = 0.1 \text{ M}$$

عند إضافة الحمض HCl فإنه يتأين كلياً ويكون : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0.1 \text{ M}$

يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ويقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض المرافق $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$ ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = 0.4 + 0.1 = 0.5 \text{ M}$$

أحسب $[\text{OH}^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة الحمض كما يلي:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.1}{0.5} = 0.94 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.94 \times 10^{-4}} = 1.1 \times 10^{-10} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول كما يلي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.1 \times 10^{-10}) = 10 - 0.04 = 9.96$$

(ج) أحسب تركيز KOH المضاف ويساوي تركيز OH^- كما يلي:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.05 \text{ mol}}{0.5} = 0.1 \text{ M}$$

عند إضافة القاعدة KOH فإنها تتأين كلياً ويكون : $[\text{OH}^-] = [\text{KOH}] = 0.1 \text{ M}$

تتفاعل القاعدة KOH مع الحمض المرافق $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+$ ويقل تركيزه بمقدار تركيز OH^- ليصبح:

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+] = 0.4 - 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك تتكون القاعدة $\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2$ ويزداد تركيزها بمقدار تركيز OH^- ليصبح:

$$[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2] = 0.2 + 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

أحسب $[\text{OH}^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة القاعدة كما يلي:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_2]}{[\text{C}_2\text{H}_5\text{NH}_3^+]} = \frac{4.7 \times 10^{-4} \times 0.3}{0.3} = 4.7 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{4.7 \times 10^{-4}} = 2.0 \times 10^{-11} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول كما يلي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(2.0 \times 10^{-11}) = 11 - 0.3 = 10.7$$

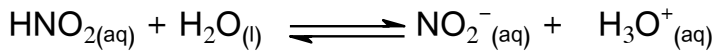
صفحة 70: مراجعة الوحدة

(1) قاعدة ارهينيوس: مادة تتأين في الماء، وتنتج أيون الهيدروكسيد OH^- .

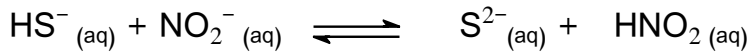
حمض لويس: مادة يمكنها استقبال زوج إلكترونات أو أكثر في التفاعل.

المحلول المنظم: محلول يقاوم التغير في الرقم الهيدروجيني pH عند إضافة كمية قليلة من حمض قوي أو قاعدة قوية إليها.

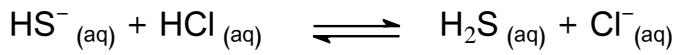
(2) أ) لأنه مانح للبروتون في التفاعل كما يتضح من المعادلة الآتية:



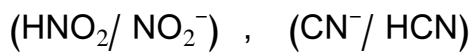
ب) لأنه يسلك كحمض عند تفاعله مع القاعدة NO_2^- ويكون مانح للبروتون في التفاعل كما في المعادلة الآتية:



ويسلك كقاعدة عند تفاعله مع الحمض HCl ويكون مستقبِل للبروتون في التفاعل كما في المعادلة الآتية:



(3) الأزواج المترافقة:



(4) حمض لويس Co^{2+} ، وقاعدة لويس NH_3

(5) أحسب عدد المولات القاعدة كما يلي:

$$n = \frac{m}{Mr} = \frac{0.4}{40} = 0.01 \text{ mol}$$

أحسب تركيز القاعدة NaOH وهو يساوي تركيز OH^- كما يلي:

$$M = \frac{n}{v} = \frac{0.01 \text{ mol}}{0.2 \text{ L}} = 0.05 \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروكسييلي كما يلي:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

$$pH = -\log (5 \times 10^{-2}) = 2 - \log 5 = 2 - 0.7 = 1.3$$

(6)

أحسب عدد مولات الحمض HBr:

$$n_{(HBr)} = [HBr] \times V = 0.01 \text{ M} \times 0.02 \text{ L} = 0.0002 \text{ mol}$$

عند التعادل يكون عدد مولات الحمض مكافئاً لعدد مولات القاعدة؛ أي أن:

عدد مولات الحمض يساوي عدد مولات القاعدة، كما يأتي:

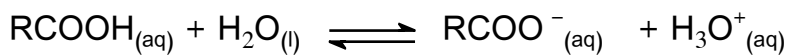
$$n_{(HBr)} = n_{(LiOH)} = 0.0002 \text{ mol}$$

$$[LiOH] = \frac{n}{V} = \frac{0.0002 \text{ mol}}{0.01 \text{ L}} = 0.02 \text{ M}$$

(7) أ) CN^- ب) H_2SO_3 ج) محلول HF د) HCN

(8)

أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:



أحسب تركيز $[H_3O^+]$ قبل إضافة الملح باستخدام pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-4} = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

احسب K_a لمحلول الحمض حيث $[H_3O^+] = [RCOO^-]$ قبل إضافة الملح:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][RCOO^-]}{[RCOOH]} = \frac{(1 \times 10^{-4})^2}{0.1} = 1 \times 10^{-7}$$

الاحظ ان الملح المضاف تأثيره قاعدي، أي انه يزيد من الرقم الهيدروجين للمحلول عند اضافته اليه، فيكون الرقم

الهيدروجيني pH للمحلول بعد إضافة الملح يساوي 5.52

احسب تركيز $[H_3O^+]$ للمحلول بعد إضافة الملح باستخدام pH

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-5.52} = 10^{(-5.52+6)-6} = 10^{0.48} \times 10^{-6} = 3 \times 10^{-6} M$$

أحسب تركيز الملح المضاف ويساوي تركيز الأيون المشترك باستخدام K_a كما يلي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][RCOO^-]}{[RCOOH]}$$

$$[RCOO^-] = \frac{0.1 \times 1 \times 10^{-7}}{3 \times 10^{-6}} = 3.3 \times 10^{-3} M$$

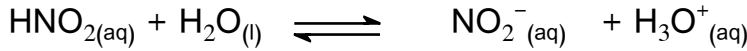
احسب عدد مولات الملح المضافة كما يلي:

$$M_{(RCOOH)} = \frac{n}{V}$$

$$n_{(RCOOH)} = M \times V = 3.3 \times 10^{-3} \times 2 = 6.6 \times 10^{-3} mol$$

(9)

أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:



(أ) أحسب تركيز H_3O^+ للمحلول المنظم باستخدام K_a كما يلي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+] \times 0.2}{0.3}$$

$$[H_3O^+] = 6.75 \times 10^{-4} M$$

$$pH = -\log(6.75 \times 10^{-4}) = 4 - \log 6.75 = 4 - 0.83 = 3.17$$

(ب) أحسب تركيز NaOH المضاف ويساوي تركيز OH^- كما يلي:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1 mol}{1} = 0.1 M$$

عند إضافة القاعدة NaOH فإنها تتأين كلياً ويكون: $[OH^-] = [NaOH] = 0.1 M$

تتفاعل القاعدة NaOH مع الحمض HNO_2 ويقل تركيزه بمقدار تركيز OH^- ليصبح:

$$[HNO_2] = 0.3 - 0.1 = 0.2 M$$

ونتيجة لذلك تتكون القاعدة المرافقة NO_2^- ويزداد تركيزها بمقدار تركيز OH^- ليصبح:

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 + 0.1 = 0.3 \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة القاعدة كما يلي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

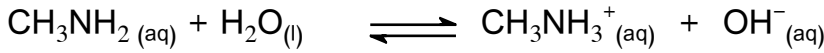
$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.3}{0.2}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 3 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(3 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3 = 4 - 0.48 = 3.52$$

(10)

أكتب معادلة تأين كل من القاعدة والملح كما يلي:



عند إضافة الحمض HCl الى المحلول فان تركيز القاعدة CH_3NH_2 يقل بمقدار تركيز الحمض المضافة (X) ويزداد تركيز الأيون المشترك بالمقدار X نفسه، وبتطبيق ذلك في ثابت التأين يمكن حساب تركيز الحمض المضاف، كما يلي:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{NH}_3^+ + X]}{[\text{CH}_3\text{NH}_2 - X]}$$

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4} (0.2 + X)}{(0.3 - X)}$$

$$4.4(0.3 - X) = (0.2 + X)$$

$$X = [\text{HCl}] = 0.21 \text{ M}$$

أحسب عدد مولات HCl المضاف كما يلي:

$$M_{(\text{HCl})} = \frac{n}{V}$$

$$0.21 \text{ M} = \frac{n}{1 \text{ L}}$$

$$n_{(\text{HCl})} = 0.21 \text{ mol}$$

أحسب كتلة الحمض كما يلي:

$$n_{(\text{HCl})} = \frac{m}{Mr}$$

$$m_{(\text{HCl})} = 0.21 \text{ mol} \times 36.5 \text{ g/mol} = 7.66 \text{ g}$$

(11) أ (A) ب (B) ج (C) د (D) هـ (E)

(12)

$$K_a = \frac{[ClO^-][H_3O^+]}{[HClO]} \quad (أ)$$

$$3.5 \times 10^{-8} = \frac{X^2}{0.1}$$

$$X^2 = 0.1 \times 3.5 \times 10^{-8} = 35 \times 10^{-10}$$

$$X = [H_3O^+] = 5.9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

وبأخذ جذر الطرفين نجد أن:

(ب) محلول HClO

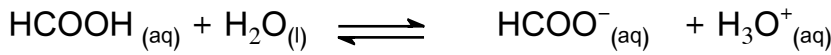
(ج) HCOOK

(د) الحمض المرافق للقاعدة C_5H_5N

(هـ) محلول C_5H_5N

(و) محلول $C_2H_5NH_2Cl$

(ز)



احسب ثابت تأين الحمض

$$K_a = \frac{(2 \times 10^{-3})^2}{0.03} = \frac{4 \times 10^{-6}}{3 \times 10^{-2}} = 1.33 \times 10^{-4}$$

احسب تركيز H_3O^+ للمحلول المنظم باستخدام K_a كما يلي:

$$K_a = \frac{[H_3O^+][HCOO^-]}{[HCOOH]}$$

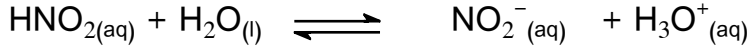
$$1.33 \times 10^{-4} = \frac{[H_3O^+] \times 0.01}{0.03}$$

$$[H_3O^+] = 3.99 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$pH = -\log(3.99 \times 10^{-4}) = 4 - \log 3.99 = 4 - 0.6 = 3.4$$

(13)

أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:



احسب تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

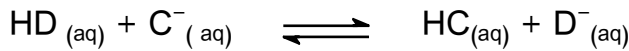
$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4.5 \times 10^{-4}$$

$$\text{pH} = -\log(4.5 \times 10^{-4}) = 4 - \log 4.5 = 4 - 0.65 = 3.35$$

(14) أ) تزداد (ب) تقل لا تتأثر

(15) أ) الحمض HZ

ب) أكتب معادلة لتفاعل محلول الحمض HD والأيون C^- :



- الزوجين المترافقين في المحلول: (HD/D^-) , (C^-/HC)

- الجهة التي يرجحها الاتزان في التفاعل هي جهة المواد الأضعف، أي جهة المواد المتفاعلة.

ج) القاعدة المرافقة الأضعف: C^-

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{BH}^+]}{[\text{B}]} \quad (\text{د})$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{B}]}{[\text{BH}^+]} = \frac{1 \times 10^{-6} \times 1}{0.5} = 2.0 \times 10^{-6} \text{ M}$$

أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.0 \times 10^{-6}} = 0.5 \times 10^{-8} \text{ M}$$

رقم الفقرة	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
رمز الإجابة الصحيحة	ب	ج	أ	ب	د	ج	ب	د	ج	د	د	ج	د	د

إجابات أسئلة التجارب في كراس الأنشطة

صفحة 4: التجربة الاستهلاكية: خصائص الحمض والقاعدة

التحليل والاستنتاج:

- 1- يتحول لون ورقة الكاشف العام إلى اللون الأحمر في محلول حمض الهيدروكلوريك، وإلى اللون الأزرق في محلول هيدروكسيد الصوديوم.
- 2- أقارن لون ورقة الكاشف بالمرجع المرافق للكاشف العام وأقدر الرقم الهيدروجيني، ويجب أن تكون أقل من 7 بالنسبة لمحلول الحمض، وأكبر من 7 لمحلول القاعدة.
- 3- يلاحظ ارتفاع في درجة حرارة المحلول الناتج عن خلط محلول الحمض مع محلول القاعدة، وتفسير ذلك حدوث تفاعل تعادل بين محلول الحمض والقاعدة، وهو تفاعل طارد للحرارة ما سبب ارتفاع درجة حرارة المحلول الناتج.
- 4- يكون الرقم الهيدروجيني للمحلول الناتج يساوي 7.

مقارنة قوة الحموض

صفحة 6: التجربة (1)

التحليل والاستنتاج:

1. الرقم الهيدروجيني للحمض HCl : حوالي 1 و لحمض الايثانويك CH_3COOH حوالي 3
2. حمض HCl.
3. يتصاعد غاز الهيدروجين في محلول حمض HCl بسرعة أكبر من غاز CH_3COOH .
4. الحمض الأقوى: HCl ، والحمض الأضعف CH_3COOH .
5. كلما زادت قوة الحمض زادت الموصلية الكهربائية للحمض وزادت سرعة تفاعله وبالتالي تزداد سرعة تصاعد الغاز.

صفحة 8 : التجربة (2) معايرة حمض قوي بقاعدة قوية

التحليل والاستنتاج:

(1) نقطة التعادل أو نقطة النهاية.

(2) أستخدم حجم القاعدة التي تم إضافتها الى المحلول، ثم أطبق العلاقة الآتية:

$$n(\text{NaOH}) = M \times V$$

(3) عدد مولات الحمض يكون مساوياً لعدد مولات القاعدة المضافة عند نقطة التعادل، أي ان:

$$n(\text{NaOH}) = n(\text{HCl})$$

(4) أستخدم العلاقة الآتية :

$$M = \frac{n}{V}$$

(5) يتوقع أن يكون $\text{pH} = 7$

(6) تفاعل تعادل

تميه الأملاح

صفحة 10: التجربة (3)

التحليل والاستنتاج:

المحلول	NaCl	NH ₄ Cl	NaHCO ₃	CH ₃ COONa
لون المحلول بوجود الكاشف	أخضر	اصفر مخضر	ازرق فاتح	ازرق فاتح
طبيعة المحلول	متعادل	حمضي	قاعدي	قاعدي
الرقم الهيدروجيني	7	4-3	10-9	10-9

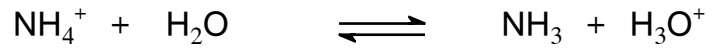
(1) انظر الجدول أعلاه.

(2) لأن كلا المحلولين متعادل حيث الرقم الهيدروجيني تقريبا يساوي 7

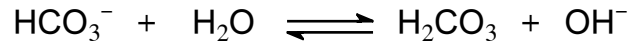
(3) أنظر الجدول أعلاه.

(4) أنظر الجدول أعلاه.

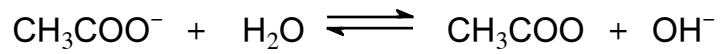
(5) محلول كلوريد الأمونيوم NH_4Cl : حمضي



محلول كربونات الصوديوم الهيدروجينية NaHCO_3 : قاعدي



إيثانوات الصوديوم CH_3COONa : قاعدي

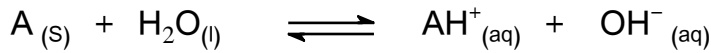


إجابات أسئلة التفكير كراس الأنشطة (صفحة 13)

السؤال (1):

أ) $B > A > C$

ب) أكتب معادلة تأين القاعدة:



وبما أن $[\text{OH}^-] = [\text{AH}^+] = X$ ، أكتب قانون ثابت التآين كما يلي:

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{AH}^+]}{[\text{A}]}$$

لحساب الرقم الهيدروجيني لمحلول القاعدة، أحسب تركيز OH^- باستخدام ثابت التآين K_b كما يلي:

$$1 \times 10^{-9} = \frac{X^2}{0.1}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

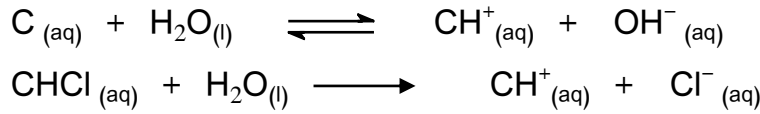
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-5}} = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني باستخدام العلاقة: $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$

$$\text{pH} = -\log 1 \times 10^{-9} = 9$$

ج) الملح الذي له أقل رقم هيدروجيني؛ AHCl .

د) أكتب معادلة تأين القاعدة ومعادلة تفكك الملح:



أحسب تركيز HCl المضاف ويساوي تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$M_{\text{HCl}} = \frac{n}{V} = \frac{0.01}{0.5} = 0.02 \text{ M}$$

عند إضافة الحمض HCl فإنه يتأين كلياً ويكون: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0.02 \text{ M}$

يتفاعل الحمض HCl مع القاعدة C ويقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[\text{C}] = 0.2 - 0.02 = 0.18 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض المرافق CH^+ ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[\text{CH}^+] = 0.2 + 0.02 = 0.22 \text{ M}$$

أحسب $[\text{OH}^-]$ و pH للمحلول بعد إضافة الحمض كما يلي:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b [\text{C}]}{[\text{CH}^+]} = \frac{1 \times 10^{-10} \times 0.22}{0.18} = 0.8 \times 10^{-10} \text{ M}$$

أحسب $[\text{H}_3\text{O}^+]$ باستخدام ثابت تأين الماء K_w كما يلي:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{0.8 \times 10^{-10}} = 1.25 \times 10^{-4} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني pH للمحلول كما يلي:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log(1.25 \times 10^{-4}) = 4 - 0.09 = 3.91$$

السؤال (2) : أ) أطبق ثابت تأين القاعدة K_b لحساب تركيز OH^- :

$$K_b = \frac{[OH^-][CH_3NH_3^+]}{[CH_3NH_2]}$$

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{[OH^-] \times 0.4}{0.2}$$

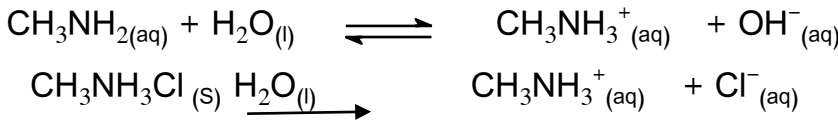
$$[OH^-] = 2.2 \times 10^{-4} M$$

أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام ثابت تأين الماء K_w :

$$[H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2.2 \times 10^{-4}} = 4.5 \times 10^{-11} M$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log 4.5 \times 10^{-11} = 11 - \log 4.5 = 11 - 0.65 = 10.35$$

ب) أكتب معادلة تأين القاعدة وتفكك الملح كما يلي:



أستخدم pH لحساب تركيز H_3O^+ :

$$[H_3O^+] = 10^{-pH} = 10^{-10} = 1 \times 10^{-10} M$$

أحسب تركيز OH^- باستخدام ثابت تأين الماء K_w :

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-4} M$$

أحسب تركيز الحمض HI المضاف كما يلي:

$$K_b = \frac{[OH^-][CH_3NH_3^+] + [HI]}{[CH_3NH_2] - [HI]}$$

$$4.4 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4}(0.4 + X)}{0.2 - X}$$

$$4.4(0.2 - X) = 0.4 + X$$

$$X = 0.09 M$$

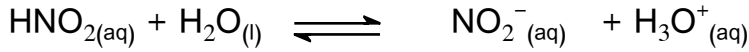
$$M_{(HI)} = \frac{n_{(HI)}}{V}$$

$$n_{(HI)} = 0.09 \times 0.8 = 0.072 \text{ mol}$$

$$n_{(HI)} = \frac{m_{(HI)}}{M_r}$$

$$m_{(HI)} = 0.072 \times 128 = 9.2 \text{ g}$$

السؤال (3) أ: أكتب معادلة تأين كل من الحمض والملح:



أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام K_a كما يلي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NO}_2^-]}{[\text{HNO}_2]}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.2}{0.3}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 6.75 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (6.75 \times 10^{-4}) = 4 - \log 6.75 = 4 - 0.83 = 3.17$$

ب) أحسب تركيز HCl المضاف ويساوي تركيز H_3O^+ كما يلي:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0.1 \text{ mol}}{1} = 0.1 \text{ M}$$

عند إضافة حمض HCl فإنه يتأين كلياً ويكون : $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{HCl}] = 0.1 \text{ M}$
يتفاعل HCl مع القاعدة NO_2^- ويقل تركيزها بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[\text{NO}_2^-] = 0.2 - 0.1 = 0.1 \text{ M}$$

ونتيجة لذلك يتكون الحمض HNO_2 ويزداد تركيزه بمقدار تركيز H_3O^+ ليصبح:

$$[\text{HNO}_2] = 0.3 + 0.1 = 0.4 \text{ M}$$

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] \times 0.1}{0.4}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

أحسب الرقم الهيدروجيني للمحلول بعد إضافة الحمض كما يلي:

$$\text{pH} = -\log (1.8 \times 10^{-3}) = 3 - \log 1.8 = 3 - 0.26 = 2.74$$

ج) أحسب تركيز H_3O^+ باستخدام العلاقة:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \times 10^{-4} \text{ M}$$

تتفاعل القاعدة NaOH مع حمض HNO_2 ويقل تركيزه بمقدار تركيز OH^- وكذلك يزداد تركيز NO_2^- بنفس المقدار،

$$4.5 \times 10^{-4} = \frac{1 \times 10^{-4} \times (0.2 + [\text{NaOH}])}{0.3 - [\text{NaOH}]}$$

$$4.5 \times (0.3 - X) = 0.2 + X$$

$$X = 0.21 \text{ M}$$

$$n = M \times V$$

$$n = 0.21 \text{ M} \times 1 \text{ L} = 0.21 \text{ mol}$$

السؤال (4) : أ) أكتب معادلة تأن الحمض وتفكك الملح كما يلي:



احسب ثابت تأين الحمض (K_a) كما يلي:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = [\text{H}_2\text{CO}_3]$$

$$K_a = [\text{H}_3\text{O}^+] = 4.3 \times 10^{-7}$$

ب) الأيون المشترك HCO_3^-

ج) احسب النسبة $\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]}$ كما يلي:

أحسب تركيز H_3O^+ عندما يكون الرقم الهيدروجيني للمحلول يساوي 7.45

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-7.45} = 10^{(-7.45+8)-8} = 10^{0.55} \times 10^{-8} = 3.55 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$\frac{[\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{K_a}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{4.3 \times 10^{-7}}{3.55 \times 10^{-8}} = 12$$

السؤال (5): أحسب أولاً عدد مولات القاعدة، ثم أحسب تركيز محلول الحمض HCl، كما يلي:

$$n_{(\text{KOH})} = \frac{m_{(\text{KOH})}}{\text{Mr}_{(\text{KOH})}} = \frac{1.12}{56} = 0.02 \text{ mol}$$

$$n_{(\text{KOH})} = n_{(\text{HCl})}$$

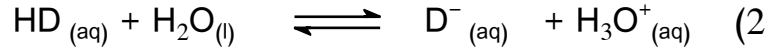
$$M_{(\text{KOH})} \times V_{(\text{KOH})} = M_{(\text{HCl})} \times V_{(\text{HCl})}$$

$$0.02 \times 0.014 = M_{(\text{HCl})} \times 0.02$$

$$M_{(\text{HCl})} = 0.014 \text{ M}$$

السؤال (6)

(1) محلول الحمض HB



الزوج الأول: الحمض HD / وقاعدته المرافقة D^{-}

الزوج الثاني: القاعدة H_2O / وحمضها المرافق H_3O^{+}

(3) املاح البوتاسيوم لهذه الحموض هي املاح قاعدية أقلها pH هو ملح الحمض HB ، وهو الملح KB .

(4) الاتزان يرجح الجهة التي تحتوي المواد الأضعف وهي جهة المواد المتفاعلة.

(5)

$$K_a = \frac{[H_3O^{+}][C^{-}]}{[HC]}$$

$$[H_3O^{+}][C^{-}] = X$$

$$4 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{0.25}$$

$$X = [H_3O^{+}] = \sqrt{1 \times 10^{-10}} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (1 \times 10^{-5}) = 5$$

السؤال (7) (1)

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

$$[OH^{-}] = K_b = 2 \times 10^{-4}$$

$$[H_3O^{+}] = \frac{K_w}{[OH^{-}]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{2 \times 10^{-4}} = 5 \times 10^{-11} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log (5 \times 10^{-11}) = 11 - \log 5 = 11 - 0.7 = 10.3$$

(2)

$$[HCl] = 0.1 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{[OH^{-}]([BH^{+}] + 0.1)}{[B] - 0.1}$$

$$2 \times 10^{-4} = \frac{[OH^{-}](0.3 + 0.1)}{0.3 - 0.1}$$

$$[OH^{-}] = 1 \times 10^{-4}$$

$$[H_3O^{+}] = \frac{K_w}{[OH^{-}]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1 \times 10^{-4}} = 1 \times 10^{-10} \text{ M}$$

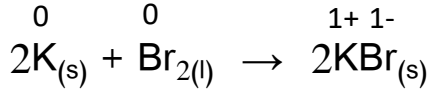
$$\text{pH} = -\log (1 \times 10^{-10}) = 10$$

Electrochemistry

الوحدة الثانية (2): الكيمياء الكهربائية

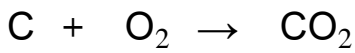
الدرس الأول: التأكسد والاختزال

أتحقق ص 77



س 1 أ.

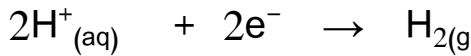
تأكسد ذرتي بوتاسيوم وتحولها إلى أيونات موجبة K^+ ، واختزال ذرتي البروم في جزيء Br_2 وتحولها إلى أيونات سالبة Br^- .



ب. تأكسد الكربون لارتباطه بالأكسجين واختزال الأكسجين



س 2 نصف تفاعل تأكسد



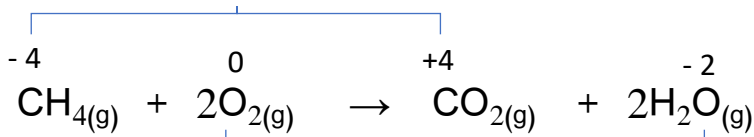
نصف تفاعل اختزال

أتحقق ص 81

الصيغة	$\text{H}_3\text{IO}_6^{2-}$	HClO_4	FeCl_3	AlH_3	PO_4^{3-}	$\text{Cr}(\text{OH})_3$	P_4
عدد التأكسد	+7	+7	+3	-1	+5	+3	0

أتحقق ص 82

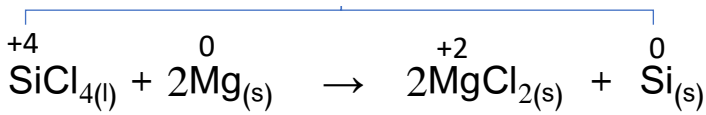
زاد عدد التأكسد C / تأكسد



أ.

قل عدد التأكسد O / اختزل

قل عدد التأكسد Si / اختزل



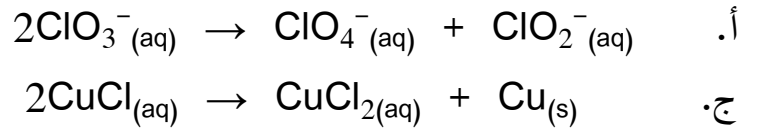
ب.

زاد عدد تأكسد Mg / تأكسد

أتحقق ص 84

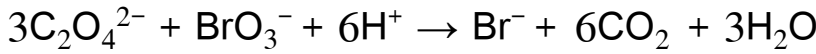
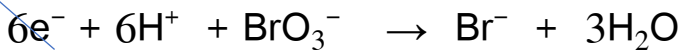
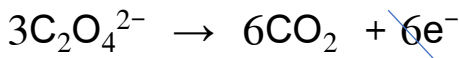
1. أ. قل عدد التأكسد، نصف تفاعل اختزال/ يحتاج عامل مختزل $I_2^0 \rightarrow 2I^-$
- ب. زاد عدد التأكسد، نصف تفاعل تأكسد/ يحتاج عامل مؤكسد $Sn^{+2} \rightarrow Sn^{+4}$
- ج. زاد عدد التأكسد، نصف تفاعل تأكسد/ يحتاج عامل مؤكسد $Mn^{2+} \rightarrow MnO_2^{+4}$
- 2 عامل مختزل: H_2 ، عامل مؤكسد: CuO

أتحقق ص 85

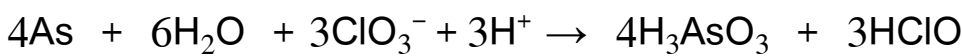
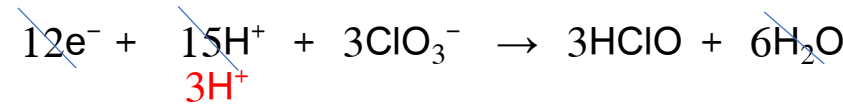
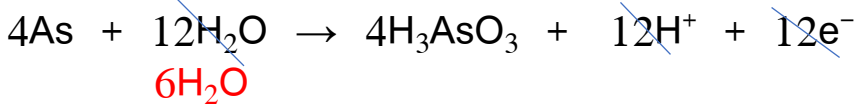
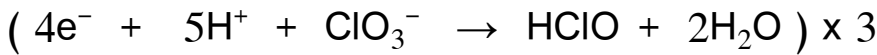
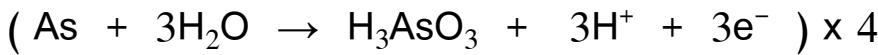


أتحقق ص 89

-1

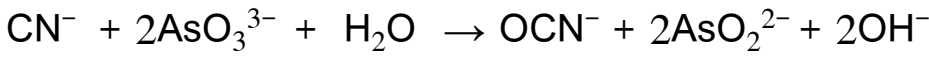
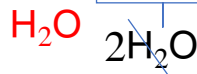
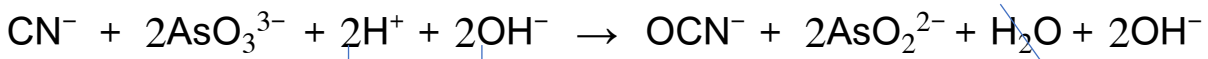
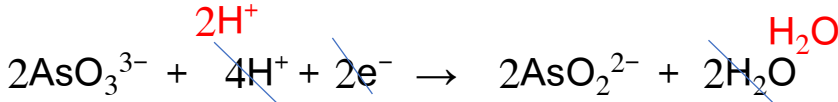
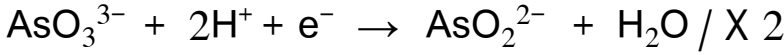


-2



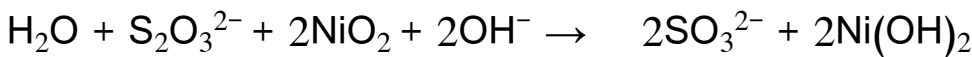
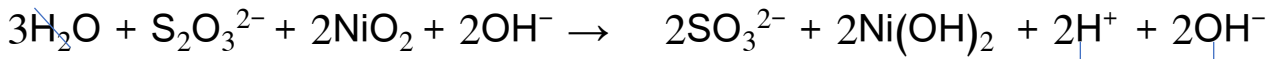
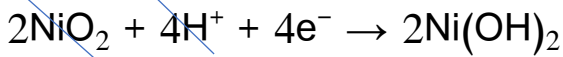
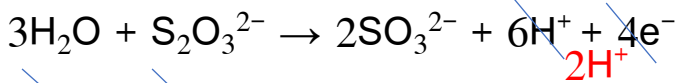
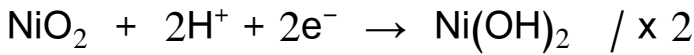
أتحقق ص 93

-1



العامل المؤكسد: AsO_3^{3-} ، العامل المختزل: CN^-

-2



العامل المؤكسد: NiO_2 ، العامل المختزل: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

مراجعة الدرس الأول ص 94

س 1 - لأنه حتى يحدث تفاعل التأكسد لا بد من وجود عامل مؤكسد يتسبب في حدوث عملية التأكسد ويكتسب الإلكترونات التي يفقدها العامل المختزل الذي تسبب في اختزال العامل المؤكسد.

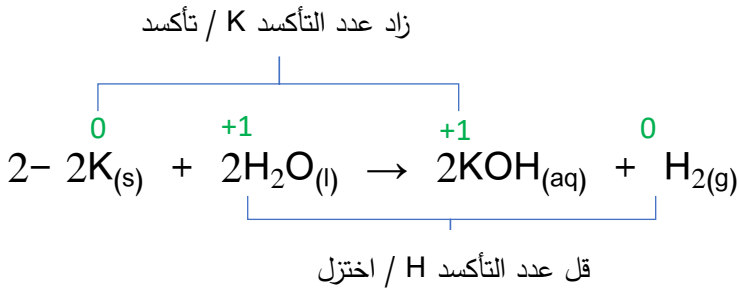
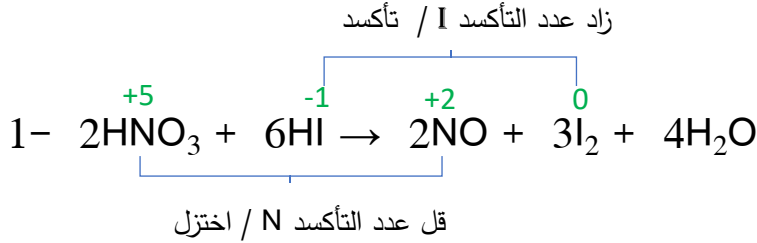
س 2

أ. عدد التأكسد: الشحنة الفعلية لأيون الذرة، والشحنة التي تكتسبها الذرة المكونة للرابطة التساهمية مع ذرة أخرى فيما لو انتقلت إلكترونات الرابطة كلياً إلى الذرة الأعلى سالبة كهربائية.
ب. التأكسد والاختزال الذاتي: سلوك المادة كعامل مؤكسد وكعامل مختزل في التفاعل نفسه.

س3

الصيغة	\underline{N}_2O_4	$Na\underline{Bi}O_3$	$K_2\underline{Sn}O_2$	$LiAl\underline{H}_4$	$H_2\underline{P}O_4^-$	$Ba\underline{O}_2$
عدد التأكسد	+4	+5	+2	-1	+5	-1

س4



س5

- أ. تغير عدد تأكسد ذرة النيتروجين في N_2O_4 من +4 إلى 0 في N_2 أي قل بمقدار 4.
وتغير عدد تأكسد ذرة النيتروجين في N_2H_4 من -2 إلى 0 في N_2 أي زاد بمقدار 2.
ب. لا، لأن التأكسد والاختزال حدثا لذرتي نيتروجين في مركبين مختلفين.
ج. N_2O_4 عامل مؤكسد ، N_2H_4 عامل مختزل

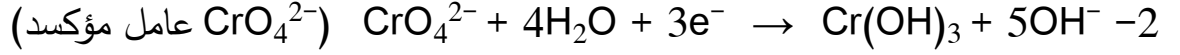
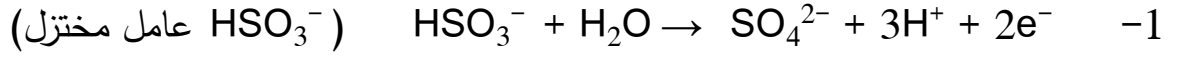
س6

- المواد التي يمكن أن تسلك كعوامل مؤكسدة: H^+ ، Na^+ ، F_2 .
المواد التي يمكن أن تسلك كعوامل مختزلة: Br^- ، H^- ، Cu .

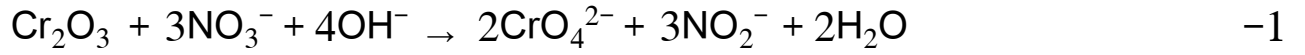
س7

- $Cr_2O_7^{2-}$ عامل مؤكسد ، Fe^{2+} عامل مختزل

س8



س9 المعادلات الكلية الموزونة:



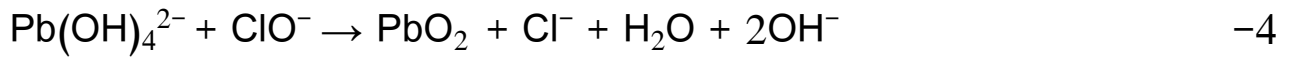
العامل المؤكسد: NO_3^- ، العامل المختزل: Cr_2O_3



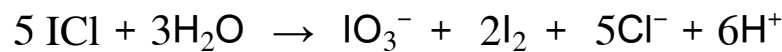
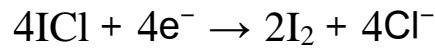
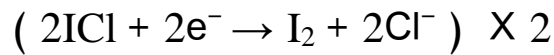
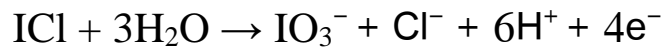
العامل المؤكسد: Zn ، العامل المختزل: HgO



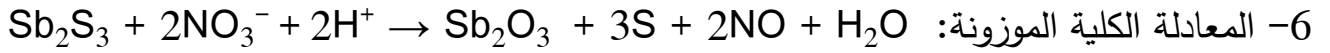
العامل المؤكسد: BiO_3^- ، العامل المختزل: Mn^{2+}



العامل المؤكسد: ClO^- ، العامل المختزل: $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-}$



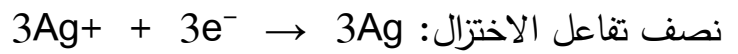
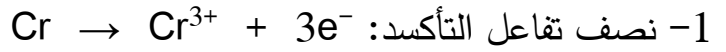
العامل المؤكسد: ICl ، العامل المختزل: ICl



العامل المؤكسد: NO_3^- ، العامل المختزل: Sb_2S_3

الدرس الثاني: الخلايا الجلفانية

أتحقق ص 98

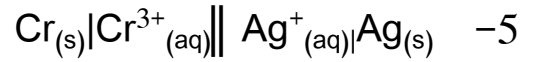


2- المصعد: Cr ، المهبط: Ag

وتتحرك الإلكترونات من المصعد وهو قطب الكروم Cr إلى المهبط وهو قطب Ag عبر الدارة الخارجية.

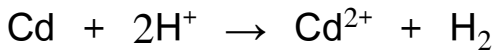
3- يزداد تركيز أيونات Cr^{3+} في نصف خلية الكروم بسبب تأكسد ذراته، لذلك تتحرك الأيونات السالبة من القنطرة الملحية باتجاهها لمعادلة هذه الزيادة.

4- تزداد كتلة قطب Ag بسبب اختزال أيونات Ag^+ وترسبها عليه.



أتحقق ص 102

نقص كتلة قطب الكادميوم دليل على تأكسد ذراته واختزالها لأيونات الهيدروجين حسب المعادلة:

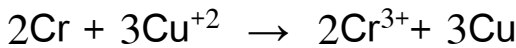


$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

$$0.4 = 0 - E^{\circ}_{anode}$$

$$E^{\circ}_{anode} = -0.4 V$$

أتحقق ص 105

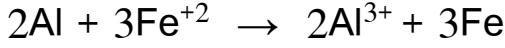


$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

$$E^{\circ}_{cell} = 0.34 - (-0.73) = 1.07 V$$

أتحقق ص 111

1- أكتب معادلة التفاعل المتوقع بين أيونات Fe^{2+} والألمنيوم، ثم أحسب جهد الخلية المعياري للتفاعل:



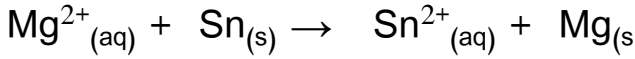
$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

$$E^{\circ}_{cell} = -0.44 - (-1.66) = 1.22 V$$

جهد الخلية المعياري للتفاعل موجب، أي أنه يحدث تفاعل تلقائي بينهما، لذلك لا يمكن حفظ محلول $FeSO_4$ في وعاء من الألمنيوم.

ويمكن الحل بطريقة أخرى وهي : مقارنة جهود الاختزال المعيارية لكل من الألمنيوم ($-1.66 V$) والحديد ($-0.44 V$)، جهد الاختزال المعياري للحديد أكبر، أي أن ميل أيوناته للاختزال أكبر لذلك تؤكسد أيونات الحديد Fe^{2+} ذرات الألمنيوم وبالتالي لا يمكن حفظ محلول $FeSO_4$ في وعاء من الألمنيوم.

2- أكتب معادلة الأيونية للتفاعل المتوقع، ثم أحسب جهد الخلية المعياري للتفاعل:



$$E^{\circ}_{cell} = E^{\circ}_{cathode} - E^{\circ}_{anode}$$

$$E^{\circ}_{cell} = -2.37 - (-0.14) = -2.23 V$$

جهد الخلية المعياري للتفاعل سالب؛ أي أنّ التفاعل غير تلقائي الحدوث، ومن ثمّ يمكن حفظ محلول نترات المغنيسيوم بوعاء من القصدير.

ويمكن الحل بطريقة أخرى وهي : مقارنة جهود الاختزال المعيارية لكل من القصدير والمغنيسيوم: ($E^{\circ}_{Mg} = -2.37 V$ ، $E^{\circ}_{Sn} = -0.14 V$)؛ جهد الاختزال المعياري للقصدير أعلى من جهد الاختزال المعياري للمغنيسيوم، ومن ثمّ فإنّ أيونات Sn^{2+} أكثر ميلاً للاختزال من أيونات Mg^{2+} ؛ لذلك لا يتأكسد القصدير ولا يختزل أيونات المغنيسيوم؛ أي أنّ التفاعل بينهما غير تلقائي ويمكن حفظ محلول نترات المغنيسيوم بوعاء من القصدير.

أتحقق ص 113

1- أقوى عامل مؤكسد: Au^{3+} ، أقوى عامل مختزل: Sn

2- Ag

أفكر ص 113 ترتيب الفلزات حسب قوتها كعوامل مختزلة: $Z < X < Y$

أتحقق ص 118

أفسر: يعد تآكل الحديد خلية جلفانية. (الكتاب ص 118-117 فقرة تآكل الفلزات سطر 9-14)

أفكر ص 118

أفسر: وذلك لأن كل من المغنيسيوم والخرصين أكثر نشاطا من الحديد ولها جهد اختزال أقل منه، لذلك تتأكسد هذه الفلزات ولا يتأكسد الحديد وتنتقل الإلكترونات الناتجة عن تأكسدها إلى الحديد الذي يشكل المهبط حيث يختزل الأكسجين.

مراجعة الدرس الثاني ص 119-120

س1- تنتج الخلية الجلفانية الطاقة الكهربائية من خلال تفاعل تأكسد واختزال تلقائي الحدوث؛ إذ يحدث التأكسد عند قطب المصعد وتنتقل الإلكترونات عبر الأسلاك باتجاه قطب المهبط وتحدث عنده عملية الاختزال.

س2- القنطرة الملحية: أنبوب زجاجي على شكل حرف U يحتوي محلول مشبع لأحد الأملاح يصل بين نصفي الخلية ويحافظ على تعادل الشحنات الكهربائية فيها. جهد الاختزال المعياري: مقياس لميل نصف تفاعل الاختزال للحدوث في الظروف المعيارية.

س3- أ. المصعد: قطب الكوبلت Co ، المهبط: قطب النحاس Cu

ب. نصف تفاعل التأكسد: $Co \rightarrow Co^{2+} + 2e^{-}$

نصف تفاعل الاختزال: $Cu^{2+} + 2e^{-} \rightarrow Cu$

ج.

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.34 - (-0.28) = 0.62 \text{ V}$$

التعبير الرمزي للخلية: $\text{Co}|\text{Co}^{2+} || \text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$

د. تقل كتلة القطب Co، وتزداد كتلة القطب Cu.



$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.54 - (-0.44) = 0.98 \text{ V} \quad \text{ب.}$$

ج. يزداد تركيز أيونات كل من Fe^{2+} و I^- .

س5

أ. D ، ب. A^{2+}

ج. نعم، لأن جهد اختزال A أعلى من E لذلك لا يتأكسد A ولا يختزل أيونات E^{2+} .

د. من القطب E إلى القطب D ، هـ. 1.9 V

س6



$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \quad \text{ب.}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = 0.80 - 0.77 = 0.03 \text{ V}$$

ج. العامل المؤكسد: B^+ ، العامل المختزل: A^{2+}

س7

أ. أقوى عامل مؤكسد: Br_2 ، أقوى عامل مختزل: Mn.

ب. لا، لأن البروم أقوى كعامل مؤكسد من Ag^+ ، لذلك تؤكسد جزيئات البروم ذرات الفضة.

ج. الفضة Ag والمنغنيز Mn.

د. Co^{2+} . هـ. القطب Pb تزداد كتلته. و. Ag.

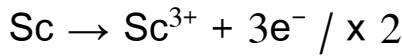
ز. أ- من قطب السكنديوم Sc إلى قطب الكوبلت Co.

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \quad \text{ب-}$$

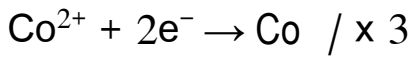
$$1.8 \text{ V} = -0.28 - E^{\circ}_{\text{Sc}}$$

$$- E^{\circ}_{\text{Sc}} = 1.80 + 0.28 = 2.08 \text{ V}$$

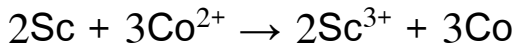
$$E^{\circ}_{\text{Sc}} = -2.08 \text{ V}$$



ج- نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:



التفاعل الكلي:

الدرس الثالث: خلايا التحليل الكهربائي

أتحقق ص 123



أ. معادلة الإنصهار:



نصف تفاعل التأكسد:



نصف تفاعل الاختزال:

ب. نواتج التحليل الكهربائي: تكون الكالسيوم Ca عند المهبط، وتكون البروم Br_2 عند المصعد.

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}} \quad \text{ج.}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -2.76 - 1.07$$

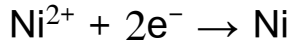
$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -3.83 \text{ V}$$

جهد البطارية اللازم يزيد عن (3.83 V)

أفكر ص 125

الماء النقي غير موصل للتيار الكهربائي نظرا للتركيز المنخفض جدا لأيونات H^{+} و OH^{-} فيه، لذلك تستخدم كبريتات الصوديوم لتكوين محلول كهربي يسمح بمرور التيار الكهربائي، وبالتالي إحداث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي تتنافس فيهما الأيونات الموجبة وجزيئات الماء على الاختزال، والأيونات السالبة وجزيئات الماء على التأكسد.

أتحقق ص 126

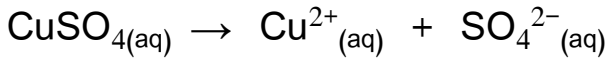


1- تفاعل المهبط:

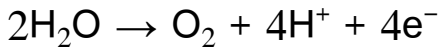


تفاعل المصعد:

أفكر: ص 126



أيون SO_4^{2-} لا يتأكسد إنما يتأكسد الماء حسب المعادلة:

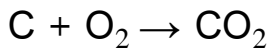
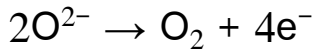


ينتج عن تأكسده الماء غاز الأكسجين وأيونات الهيدروجين H^{+} فيزداد تركيز أيونات الهيدروجين في المحلول، أما أيونات النحاس Cu^{2+} فإنها تختزل وتترسب عند المهبط لذلك يقل تركيزها في المحلول، وبالتالي يتحول المحلول تدريجياً إلى محلول H_2SO_4 .

أتحقق ص 128

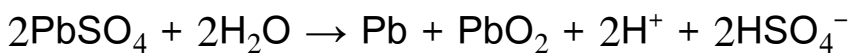
1- لأن جهد اختزال كل من الحديد (-0.44 V) والخاصين (-0.76 V) أقل بكثير من جهد اختزال النحاس (0.34 V) لذلك يكون جهد البطارية المستخدمة في خلية تنقية النحاس أقل من جهد البطارية اللازم لاختزال أيونات Fe^{2+} أو Zn^{2+} ، لذلك لا تختزل.

2- تشكل أقطاب الجرافيت المصعد في خلية هول-هيروليت حيث تتأكسد أيونات الأكسجين O^{2-} مكونة غاز الأكسجين، يتفاعل الغاز مع أقطاب الجرافيت مكوناً CO_2 حسب المعادلات:



مما يؤدي إلى تأكلها وبالتالي تغييرها بشكل دوري.

3 - التفاعل الكلي خلال عملية شحن بطارية الرصاص الحمضية:



مراجعة الدرس الثالث ص 130

س1 مبدأ عمل خلية التحليل الكهربائي: تحول خلية التحليل الكهربائي الطاقة الكهربائية إلى طاقة كيميائية من خلال إمرار تيار كهربائي في محلول أو مصهور مادة كهربية مما يؤدي إلى حدوث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي الحدوث.

س2 أ. لأن الماء أسهل تأكسداً من أيونات F^- ، إذ أن جهد تأكسده ($-1.23 V$) أعلى من جهد تأكسد أيونات الفلوريد F^- ($-2.87 V$) وبالتالي لا تتأكسد أيونات الفلوريد عند التحليل الكهربائي لمحلول NaF

ب. نظراً للإرتفاع الكبير لدرجة انصهار أكسيد الألمنيوم (الألومينا) Al_2O_3 مما يتطلب إذابته في مصهور مادة الكربوليت لتخفيض درجة انصهاره ثم إجراء عملية تحليل كهربائي للمصهور وجميع هذه العمليات تتطلب كميات كبيرة من الطاقة، أما إعادة تدوير الألمنيوم فيتطلب صهر المواد المصنوعة من الألمنيوم فقط، ونظراً لانخفاض درجة انصهار الألمنيوم مقارنة بأكسيد الألمنيوم فإنها تحتاج لكميات قليلة من الطاقة.

س3 نواتج التحليل الكهربائي:

أ. محلول MgI_2 : اليود عند المصعد، وغاز الهيدروجين عند المهبط وتكون محلول $Mg(OH)_2$.
ب. محلول $Pb(NO_3)_2$: الرصاص عند المهبط، وغاز الأوكسجين عند المصعد وتكون محلول HNO_3 .

ج. محلول $CoSO_4$: الكوبلت عند المهبط، وغاز الأوكسجين عند المصعد وتكون محلول H_2SO_4 .

س4 أ. المصعد B، المهبط A.

ب. اتجاه حركة الإلكترونات من المصعد B إلى المهبط A. أما حركة الأيونات فتتحرك أيونات X^- باتجاه القطب الموجب B أما أيونات M^+ فتتحرك باتجاه القطب السالب A.

ج. B

د. A

س5 أ. المصعد. ب. قطب نقي من النيكل. ج. نترات النيكل.

مراجعة الوحدة ص 132-136

خلية التحليل الكهربائي	الخلية الجلفانية	نوع الخلية وجه المقارنة
كهربائية إلى كيميائية	كيميائية إلى كهربائية	تحولات الطاقة
المصعد(+)، المهبط(-)	المصعد(-)، المهبط(+)	شحنة المصعد والمهبط
غير تلقائي	تلقائي	تلقائية التفاعل
سالبة	موجبة	إشارة E°_{cell}

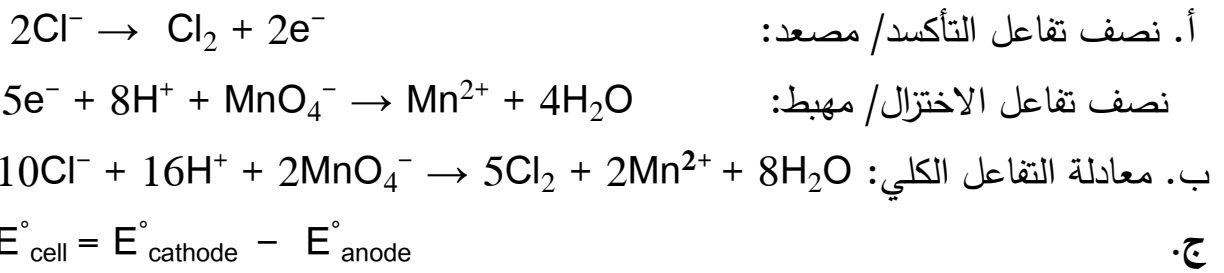
س1

س2

أ. لتخفيض درجة انصهار الألومينا Al_2O_3 ، وبالتالي تخفيض كلفة الطاقة اللازمة لعملية استخراج الألمنيوم.

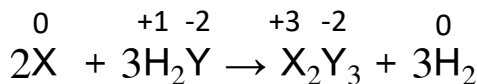
ب. نتيجة فقدان جزء من مكوناتها مثل $PbSO_4(s)$ وبالتالي عدم دخوله في التفاعل العكسي الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطارية.

س3



$$E^{\circ}_{cell} = 1.51 - 1.36 = 0.15 \text{ V}$$

التفاعل تلقائي لأن جهد الخلية المعياري للتفاعل موجب.



س4

بالنظر إلى المعادلة: ألاحظ أن الفلز X حل محل الهيدروجين في H_2Y وتساعد غاز الهيدروجين، أي أن ذرات X تأكسدت واختزلت أيونات الهيدروجين في H_2Y ، أما Y فلم يتغير عدد تأكسده.

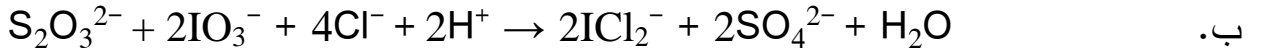
أ. التغير في عدد تأكسد X: من 0 ← +3 (زاد).

ب. التغيير في عدد تأكسد H: من $+1 \leftarrow 0$ (قل). ج. العامل المؤكسد: H_2Y

س5



العامل المؤكسد: MnO_4^{2-} ، العامل المختزل: MnO_4^{2-}

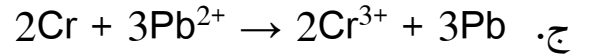


العامل المؤكسد: IO_3^- ، العامل المختزل: $S_2O_3^{2-}$

س6

أ. المصعد Cr ، المهبط Pb.

ب. تزداد.



د. $E^\circ_{cell} = E^\circ_{cathode} - E^\circ_{anode}$

$E^\circ_{cell} = -0.13 + 0.73 = 0.60 V$

س7

أ. قيم جهود الاختزال المعيارية للعناصر في الجدول:

ب. C ، ج. B^{3+}

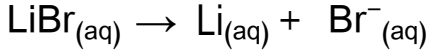
رمز القطب	$E^\circ (V)$
A	0.80
B	-1.66
C	1.5
D	-2.71
M	-0.28

س8

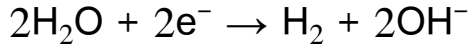
أ. Br_2 ، ب. $Ca > Cd > Sn > Br^-$

ج. لا ، د. Br_2, Ca

س9



أ. تفاعل المصعد:



ب. تفاعل المهبط:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

ج.

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -0.83 - 1.07 = -1.90 \text{ V}$$

جهد البطارية اللازم يزيد عن (1.90 V).

س10

أ. خلال عملية استخدام البطارية تتحول الطاقة الكيميائية إلى كهربائية، وخلال عملية الشحن تتحول الطاقة الكهربائية إلى كيميائية.

ب. تعمل كخلية جلفانية خلال عملية الاستخدام لأن تفاعل التأكسد والاختزال التلقائي الذي يحدث فيها مولد للتيار الكهربائي مما يتيح استخدامها، أما عند الشحن فإنها تعمل كخلية تحليل كهربائي إذ أن التيار الكهربائي المار فيها يحدث تفاعل تأكسد واختزال غير تلقائي يمثل التفاعل العكسي لتفاعل التأكسد والاختزال الحادث فيها أثناء الاستخدام.

س11

تحليل المعلومات:

أستنتج من المعلومات أن:

أ- جهد اختزال A أقل من جهد اختزال X وأكبر من جهد اختزال Y؛ (X>A>Y).

ب- جهد اختزال X أقل من جهد اختزال الهيدروجين أي (سالِب)، بينما جهد اختزال B أكبر أي (موجب) فيصبح الترتيب: (B>X>A>Y).

ج- C يشكل المصعد في الخلية الجلفانية المكونة من (C-Y) فيكون جهد اختزال C أقل من Y، فيصبح ترتيبها: (B>X>A>Y>C).

د- B يختزل أيونات Z يعني أن جهد اختزال Z أكبر من B، فيصبح ترتيب العناصر وفق جهود الاختزال المعيارية بناء على المعلومات: $Z > B > X > A > Y > C$.

الحل:

(1) من القطب C إلى القطب X.

(2) B.

(3) Z، C.

(4) نعم، جهد اختزال Z موجب أي أنه أكبر من جهد اختزال الماء ($-0.83 V$)، فيكون أسهل اختزالاً من الماء، لذلك يمكن تحضيره بالتحليل الكهربائي لمحلول أحد أملاحه.

(5) نعم، جهد الاختزال المعياري للقطب A أقل من جهد الاختزال المعياري لقطب الهيدروجين، لذلك يتأكسد A ويختزل أيونات الهيدروجين وينطلق غاز H_2 .

(6) نعم.

س12

تحليل المعلومات:

- في الخلايا الجلفانية التي يشكل الفلز E مصعدها يكون جهد الاختزال المعياري للمصعد E أقل من جهد الاختزال المعياري للمهبط فيها وهي الخلايا: (E-D)، (E-L)، (E-M)، وكلما كان جهد الخلية المعياري E_{cell}° أكبر كان جهد الاختزال المعياري للمهبط أكبر فيكون ترتيب الفلزات حسب جهود الاختزال المعيارية هو: $(L > M > D > E)$.

- في الخلايا الجلفانية التي يشكل الفلز E مهبطها يكون جهد الاختزال المعياري للمهبط E أكبر من جهد الاختزال المعياري للمصعد فيها وهي الخلايا: (T-E)، (R-E)، وكلما كان جهد الخلية المعياري E_{cell}° أكبر كان جهد الاختزال المعياري للمصعد أقل، فيكون ترتيب الفلزات حسب جهود الاختزال المعيارية هو: $L > M > D > E > R > T$.

الحل:

$$.T > R > E > D > M > L .أ$$

$$.ب. E_{\text{cell}}^{\circ} = 1.93 - 0.32 = 1.61 \text{ V}$$

.ج. T - L

.د. لا يمكن، لأن R عامل مختزل أقوى من D، لذلك يتأكسد R ويختزل أيونات D.

س13

رقم الفقرة	رمز الإجابة	رقم الفقرة	رمز الإجابة	رقم الفقرة	رمز الإجابة	رقم الفقرة	رمز الإجابة	رقم الفقرة	رمز الإجابة
1	ب	2	أ	3	ج	4	د	5	ج
6	ب	7	د	8	ب	9	ج	10	د
11	ج	12	ب	13	ب	14	د	15	ج
16	أ	17	ج	18	د	19	د	20	ب

حلول الأسئلة في كتاب الأنشطة والتجارب العملية

الدرس الأول: التأكسد والاختزال

التجربة الاستهلاكية ص 75

التحليل والاستنتاج:

1- الفلزات التي تفاعلت مع حمض HCl: Mg، Al، Zn.

2- الترتيب: Zn < Al < Mg.

-3

معادلة التفاعل	الفلزات التي تفاعلت مع الحمض
$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$	Mg
$2Al_{(s)} + 6HCl_{(aq)} \rightarrow 2AlCl_{3(aq)} + 3H_{2(g)}$	Al
$Zn_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \rightarrow ZnCl_{2(aq)} + H_{2(g)}$	Zn

-4

العنصر	التغير الذي طرأ على شحنة الفلز
Mg	تغيرت الشحنة من 0 إلى +2
Al	تغيرت الشحنة من 0 إلى +3
Zn	تغيرت الشحنة من 0 إلى +2

نوع التفاعل: استبدال، إحلال أحادي، تأكسد واختزال.

التجربة (1): مقارنة جهود بعض الخلايا الجلفانية ص 105-106

المهبط	المصعد	الخلية
Cu	Zn	Zn – Cu
Cu	Al	Al – Cu
Cu	Pb	Pb – Cu
Pb	Al	Al – Pb

التحليل والاستنتاج:

1- الإجابة في الجدول المجاور:

معادلة التفاعل الكلي	الخلية
$Zn + Cu^{+2} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$	Zn – Cu
$2Al + 3Cu^{+2} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Cu$	Al – Cu
$Pb + Cu^{+2} \rightarrow Pb^{2+} + Cu$	Pb – Cu
$2Al + 3Pb^{+2} \rightarrow 2Al^{3+} + 3Pb$	Al – Pb

-2

$$E^{\circ}_{\text{cell}} (\text{Al} - \text{Cu}) > E^{\circ}_{\text{cell}} (\text{Al} - \text{Pb}) > E^{\circ}_{\text{cell}} (\text{Zn} - \text{Cu}) > E^{\circ}_{\text{cell}} (\text{Pb} - \text{Cu}) \quad -3$$

كلما زاد ميل كل من نصفي تفاعل التأكسد والاختزال للحدوث زاد جهد الخلية.

$$\text{Cu} > \text{Pb} > \text{Zn} > \text{Al} \quad -4$$

التجربة (2): مقارنة قوة بعض العوامل المختزلة

ص 114

التحليل والاستنتاج:

1- معادلات التفاعل الحادث في كل أنبوب. (لأن أيون النترات NO_3^- لم يحدث له أي تغيير خلال التفاعل فهو أيون متفرج لذلك سيتم حذفه من معادلات التفاعل وكتابة معادلة أيونية).

العنصر	معادلة التفاعل
Mg	$\text{Mg} + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Ni}$
Mg	$\text{Mg} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Pb}$
Mg	$\text{Mg} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{Fe}$
Fe	$\text{Fe} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Pb}$
Fe	$\text{Fe} + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{Ni}$
Ni	$\text{Ni} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + \text{Pb}$

-2 $\text{Mg} > \text{Fe} > \text{Ni} > \text{Pb}$

3- لأن المغنيسيوم أقوى كعامل مختزل من النيكل، لذلك فإنه يتأكسد ويختزل أيونات النيكل.

4- لأن الرصاص عامل مختزل أضعف من الحديد فلا يتأكسد ولا يختزل أيونات الحديد.

التجربة (3): التحليل الكهربائي لمحاليل بعض المركبات الأيونية

ص 129-130 التحليل والاستنتاج:

1- وصف التغيرات:

محلول CuSO_4	محلول KI
عند المصعد يتصاعد غاز O_2 .	عند المصعد يتغير اللون إلى بني نتيحة تأكسد أيونات I^- وتحولها إلى جزيئات اليود I_2 .
عند المهبط يترسب النحاس.	عند المهبط يتصاعد غاز الهيدروجين وتتكون أيونات OH^- فيتحول لون المحلول إلى زهري.

2- نواتج التحليل الكهربائي:

محلول CuSO_4	محلول KI
تكون غاز O_2 ومحلول H_2SO_4 عند المصعد، وترسب النحاس عند المهبط.	تكون جزيئات اليود I_2 عند المصعد ، يتكون غاز H_2 ومحلول KOH عند المهبط.

محلول CuSO_4	محلول KI	التفاعل
$2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$	$2\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{e}^-$	تفاعل المصعد/ تأكسد:

4-

محلول CuSO_4	محلول KI	التفاعل
$\text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$	$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	تفاعل المهبط/ اختزال

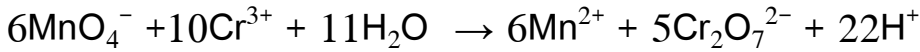
5- نواتج التحليل الكهربائي لمحلول CuI_2 : ترسب النحاس Cu عند المهبط، وتكون اليود I_2 عند المصعد.

أسئلة تفكير

ص 29-33

س 1

أ. معادلة التفاعل الكلي الموزونة المتوقع:



ب. العامل المختزل: Cr^{3+} .

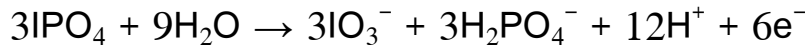
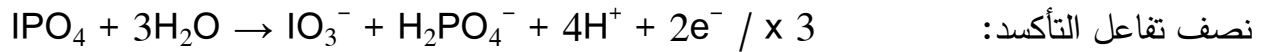
ج. العامل المؤكسد: MnO_4^- .

د. يزداد تركيز أيونات Mn^{2+} ويقل تركيز أيونات Cr^{3+} .

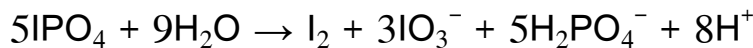
$$E^\circ_{\text{cell}} = E^\circ_{\text{cathode}} - E^\circ_{\text{anode}} \quad \text{هـ.}$$

$$E^\circ_{\text{cell}} = 1.51 - 1.33 = 0.18 \text{ V}$$

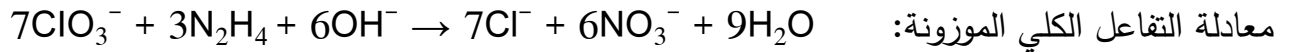
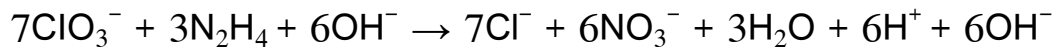
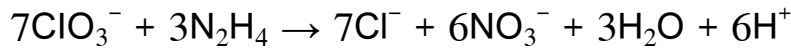
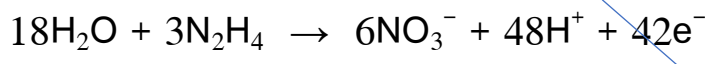
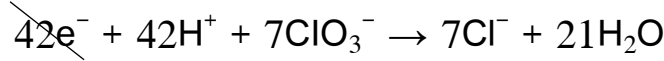
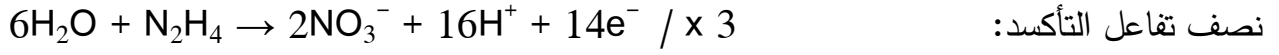
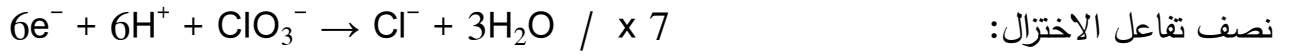
س 2



معادلة التفاعل الكلي الموزونة:



العامل المؤكسد: IPO_4 ، العامل المختزل: IPO_4



العامل المؤكسد: ClO_3^- ، العامل المختزل: N_2H_4

س3

B > C > A > D -1

D²⁺ -2

-3 نعم يمكن، لأن جهد اختزال A أعلى من جهد اختزال B، لذلك لا يتأكسد A ولا يختزل أيونات B²⁺.

.4 B و D .

س4



تفسير ذلك أن الكلور Cl_2 عامل مؤكسد أقوى من البروم لأن جهد اختزاله المعياري أعلى منه، فيؤكسد الكلور أيونات البروميد Br^- ، أما الفلور فهو عامل مؤكسد أقوى من الكلور حيث أن جهد اختزاله المعياري أعلى منه لذلك لا يؤكسد الكلور أيونات الفلوريد F^- .

س5



ب. لا يمكن استخدام محلول $CuSO_4$ في القنطرة الملحية المستخدمة في الخلية، لأن أيونات Cu^{2+}

ستتحرك باتجاه نصف خلية الهيدروجين التي تمثل نصف خلية الاختزال، ولأن جهد الاختزال المعياري للنحاس أعلى منه للهيدروجين فإن أيونات النحاس ستختزل بدلا من أيونات الهيدروجين H^+ وتترسب فيصبح جهد الخلية المعياري المقاس لا يمثل جهد الخلية المطلوبة.

س6

أ. لا يمكن، لأن جهد الاختزال المعياري للماء ($-0.83 V$) أعلى من جهد الاختزال المعياري للمغنيز ($-1.18 V$) لذلك يكون الماء أسهل اختزالا فيختزل ولا تختزل أيونات Mn^{2+} .

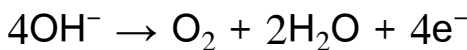


لأن جهد الاختزال المعياري له ($-0.83 V$) أعلى من جهد الاختزال المعياري للصوديوم

($-2.71 V$). أما عند المصعد فتتأكسد أيونات الهيدروكسيد OH^- حيث أن جهد تأكسدها المعياري

($-0.4 V$) وهو أكبر من جهد تأكسد الماء المعياري ($-1.23 V$) لذلك تكون أسهل تأكسدا وذلك

حسب المعادلة:



للحصول على معادلة التحليل الكهربائي لمحلول NaOH الكلية نضرب معادلة نصف تفاعل الاختزال في 2 ونجمع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال:



عند التحليل الكهربائي للمصهور فإن الأيون السالب I^{-} يتأكسد ، والأيون الموجب Mn^{2+} يختزل، يُحسب جهد الخلية:

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = E^{\circ}_{\text{cathode}} - E^{\circ}_{\text{anode}}$$

$$E^{\circ}_{\text{cell}} = -1.18 - 0.54 = -1.72 \text{ V}$$

جهد البطارية اللازم لإحداث التفاعل يزيد عن (1.72 V) لذلك لا يحدث التفاعل إذا زودت الخلية بجهد مقداره (1.5 V).