

ملزمة تمارين حول التحولات التلقائية في الأعمدة وتحصيل الطاقة

(1) التمرين رقم 1 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

- (1) ماهي أنواع التحولات الكيميائية التي تحدث في عمود؟
(2) هل تحدث هذه التحولات في القنطرة أو على مستوى الإلكترودين أو في الدارة الخارجية؟

الإجابة:

- (1) أنواع التحولات الكيميائية التي تحدث في عمود : هي تحولات تفاعلات أكسدة واختزال.
بحيث يحدث خلال اشتغال العمود تأكسد الإلكترود الموجودة قطبه السالب (أي الأنود) وتحرر الإلكترونات التي تنتقل عبر الدارة الخارجية نحو الكاتود (القطب الموجب للعمود) .
فتكتسب هذه الإلكترونات من طرف أيونات الفلز المكون للكاتود على مستوى فلز- محلول . الشيء الذي ينتج عنه اختزال أيونات الفلز المكون للكاتود وذلك على مستوى فلز- محلول .
(2) هذه التحولات تحدث على مستوى الإلكترودين وينتج عنها تحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية.

(2) التمرين رقم 2 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

اذكر مكونات عمود.

الإجابة:

بصفة عامة يتكون العمود من:

- صفحة فلزية **M** مغمورة في محلول مائي يحتوي على كاتيونات هذا الفلز M^{m+} ، وهي تمثل الإلكترود الأولي للعمود.
- وصفحة فلزية **N** على كاتيونات مغمورة في محلول يحتوي هذا الفلز N^{n+} ، وهي تمثل الإلكترود الثانية للعمود.
- قنطرة أيونية تربط بين المحلولين .

(3) التمرين رقم 3 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

اعط تعريف الفارادي وتعريف سعة عمود.

الفارادي هي القيمة المطلقة للشحنة الكهربائية لمول من الإلكترونات ويرمز له ب **F**.

$$F = e \cdot N_A = 6,02 \times 10^{23} \times 1,6 \times 10^{-19} = 96500 \text{ C/mol}$$

سعة العمود: هي كمية الكهرباء القصوى التي يمررها عمود يولد تيارا كهربائيا شدته ثابتة خلال مدة $\Delta t_{\max}$: $q_{\max} = I \Delta t_{\max}$

(4) التمرين رقم 4 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

أجب بصحيح أو خطأ .

- (1) أثناء اشتغال عمود
 ▲ يمر تيار كهربائي .
 ▲ $Q_r = K$.
 ▲ يحدث تفاعل حمض-قاعدة .
 ▲ يحدث تفاعل أكسدة-اختزال .

(2) تكون حملات الشحنة الكهربائية في عمود هي:

- الإلكترونات في كل نقط الدارة .
- الأيونات في الموصلات الفلزية والإلكترونات في المحلولين .
- الأيونات في المحلولين والإلكترونات في الموصلات الفلزية .

(3) عندما يستهلك عمود:

- تكون جميع الأيونات قد استهلكت .

- لا يمر أي تيار كهربائي في الدارة الخارجية.
- تكون المجموعة في توازن .
- تكون المجموعة في غير توازن.

الإجابة:

1) أثناء اشتغال عمود :

- يمر تيار كهربائي <===== صحيح.
- $Q_r = K$ <===== خطأ.
- يحدث تفاعل حمض-قاعدة <===== خطأ.
- يحدث تفاعل أكسدة-اختزال. <===== صحيح.

2) تكون حملات الشحنة الكهربائية في عمود هي:

- الإلكترونات في كل نقط الدارة . <===== خطأ . في لدارة الخارجية (صحيح).
- الأيونات في الموصلات الفلزية والإلكترونات في المحلولين. <===== خطأ
- الأيونات في المحلولين والإلكترونات في الموصلات الفلزية. <===== صحيح.

3) عندما يستهلك عمود:

- تكون جميع الأيونات قد استهلكت . <===== خطأ.
- لا يمر أي تيار كهربائي في الدارة الخارجية. <===== صحيح.
- تكون المجموعة في توازن . <===== صحيح.
- تكون المجموعة في غير توازن. <===== خطأ.

تذكير:

لتحديد قطبية العمود نستعمل إحدى الطريقتين التاليتين:

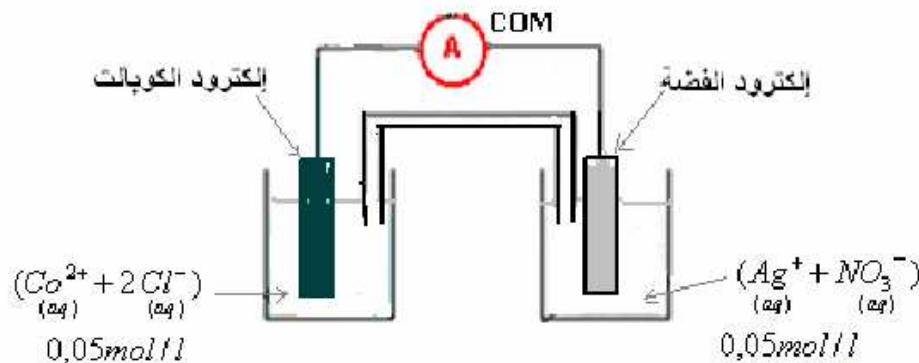
● الطريقة الأولى: نربط جهاز أميتر بين مربطي العمود .

إذا أشار إلى شدة تيار كهربائي موجبة فإن مربطه COM مرتبط بالقطب السالب للعمود.
وإذا أشار إلى شدة تيار كهربائي سالبة فإن مربطه COM مرتبط بالقطب الموجب للعمود.

- الطريقة الثانية: بمعرفة المزدوجتين مؤكسد-مختزل المكونتين للعمود ، نكتب المعادلة الحاصلة الممكن حدوثها خلال اشتغال العمود.
ثم نحدد قيمة خارج التفاعل عند البداية وبمقارنته مع ثابتة التوازن نحصل على منحى تطور التفاعل الحاصل في العمود.
وبذلك تتم معرفة الالكترود التي تخضع للاكسدة وهي الانود(القطب السالب للعمود) والالكترود الأخرى هي الكاتود (أي قطبه الموجب).

5) التمرين رقم 5 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

ننجز العمود الممثل أسفله:

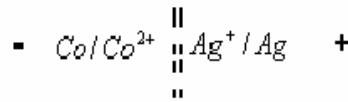


يشير الأمبيرمتر إلى شدة تيار سالبة .

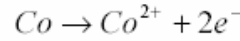
- 1- أعط التبيانة الاصطلاحية للعمود .
- 2- اكتب معادلتى التفاعلين الذين يحدثان على مستوى الإلكترودين.
- 3- ما هو دور الفنترة الأيونية؟
- 4) احسب قيمة خارج التفاعل في الحالة البدنية.
- 5) كيف يتطور خارج التفاعل أثناء اشتغال العمود؟

1) بما أن الأمبيرمتر يشير إلى شدة تيار سالبة، فإن مربطه COM مرتبط بالقطب الموجب للعمود. إذن إلكترود الفضة تلعب دور القطب

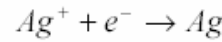
وبالتالي بالتبينة الإصلاحية للعمود هي كما يلي :



(2) بجوار الأنود (الأكسدة الأنودية)

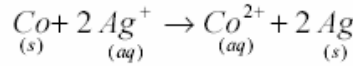


بجوار الكاتود (الاختزال الكاتودي)



(3) القنطرة الأيونية تلعب دور التوصيل الكهربائي بين المحلولين. (بحيث تهاجر عبرها الأيونات من أجل تحقيق الحياد الكهربائي للمحلولين)

(4) حصيلة التفاعل الذي يحدث خلال اشتغال العمود :



خارج التفاعل في الحالة البدنية:

$$Q_{r,i} = \frac{[Co^{2+}]_i}{[Ag^+]_i^2} = \frac{0,05}{(0,05)^2} = 20$$

(5) خلال اشتغال العمود يتزايد تركيز الأيونات Co^{2+} ويتناقص تركيز الأيونات Ag^+ إذن قيمة Q_r تتزايد.

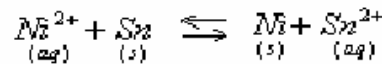
(6) التمرين رقم 6 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

نحصل على عمود بوصل نصفه بواسطة محلول مختلر لكلورور البوتاسيوم $(K^+ + Cl^-)_{(aq)}$.

يتكون نصفه الأول من صفيحة من القصدير مغمورة في محلول كلورور القصدير $(Sn^{2+} + 2 Cl^-)_{(aq)}$ تركيزه $[Sn^{2+}]_i = 0,1 mol / L$

والنصف الآخر من صفيحة من النيكل مغمورة في محلول كلورور النيكل $II (Ni^{2+} + 2 Cl^-)_{(aq)}$ تركيزه $10^{-2} mol / L$.

نركب هذا العمود بين مربطي موصل أومي. علما أن ثابتة التوازن عند درجة الحرارة $25^\circ C$ المقرونة بالتفاعل الممنذج بالمعادلة التالية:



هي: $K = 8,8 \times 10^{-4}$

(1) توقع منحنى تطور التحول التلقائي للمجموعة المكونة للعمود.

(2) ما هو التفاعل الذي يحدث :

(1-2) عند إلكترود النيكل؟

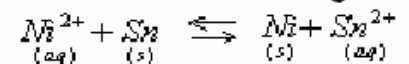
(2-2) عند إلكترود القصدير؟

(3) ارسم تبيانة لهذا العمود وعين منحنى حركة مختلف حملات الشحنة الكهربائية.

(4) استنتج قطبية هذا العمود وتبيناته الإصطلاحية.

الإجابة:

(1) جارج هذا التفاعل :



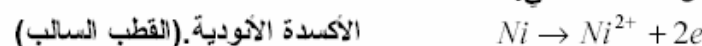
$$Q_r = \frac{[Sn^{2+}]}{[Ni^{2+}]} = \frac{10^{-1}}{10^{-2}} = 10$$

هو:

$Q_r > K$ التوازن ينتقل في المنحنى غير المباشر : وبالتالي التفاعل الحاصل خلال اشتغال العمود هو كما يلي :



(2) (1-2) عند إلكترود النيكل يحدث تفاعل الأكسدة التالي:

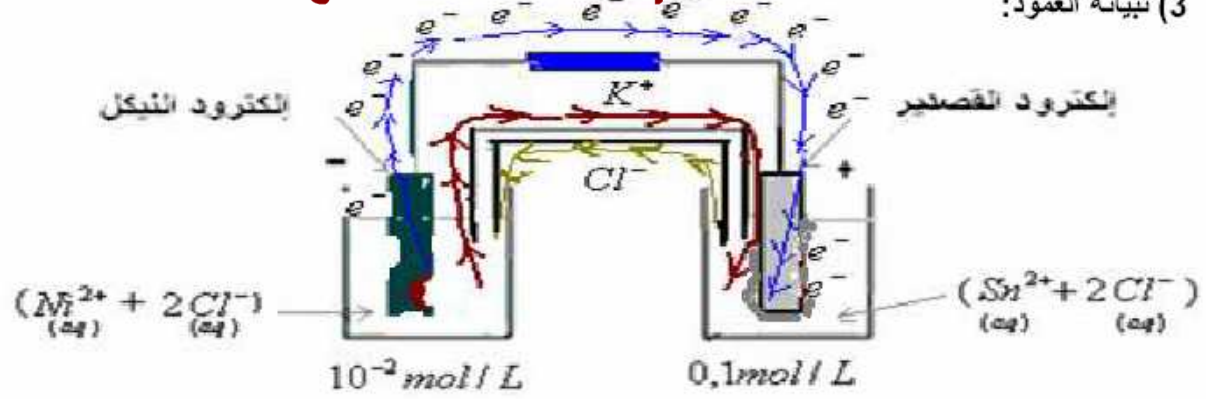


(الأكسدة الأنودية). (القطب السالب)

(2-2) عند إلكترود القصدير يحدث تفاعل الاختزال التالي:



(الاختزال الكاتودي). (القطب الموجب)

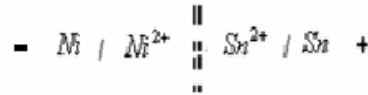


خلال اشتغال العمود يمر التيار الكهربائي في الدارة الخارجية من إلكترود القصدير نحو إلكترود النيكل ، الشيء الذي ينتج عنه انتقال الإلكترونات في المنحى المعاكس.

هذه الإلكترونات ناتجة عن تأكسد إلكترود النيكل وفق نصف المعادلة التالية: $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$: إذن خلال اشتغال العمود تتآكل هذه الإلكترود ويزداد تركيز الأيونات Ni^{2+} في محلول كلورور النيكل . وللحفاظ على الحياد الكهربائي لهذا المحلول تهاجر الأيونات Cl^- عبر القنطرة الأيونية نحو هذا المحلول.

الإلكترونات التي تمر عبر الدارة الخارجية تكتسب من طرف الأيونات Sn^{2+} على مستوى فلز- محلول وينتج عن ذلك توضع القصدير على صفيحة القصدير وذلك وفق نصف المعادلة التالية: $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$ الشيء الذي يؤدي إلى تناقص تركيز الأيونات Sn^{2+} في محلول كلورور القصدير ، وللحفاظ على الحياد الكهربائي لهذا المحلول تهاجر الأيونات K^+ عبر القنطرة الأيونية نحو هذا المحلول.

(3)التبيانة الاصطلاحية للعمود:



(7) التمرين رقم 7 ص 127 و ص 128 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

نصل بواسطة قنطرة أيونية مكونة من محلول مختر لكلورور البوتاسيوم نصفى العمود التاليين :

صفحة من النيكل مغمورة في 50mL من محلول كبريتات النيكل تركيزه c .

سلك من الفضة مغمور في 50mL من محلول نترات الفضة تركيزه c .

نلاحظ أثناء اشتغال العمود اختزال أيونات الفضة Ag^+ عند إلكترود الفضة وأكسدة النيكل إلى Ni^{2+} عند إلكترود النيكل .

يشغل العمود لمدة ثلاث ساعات ، مولدا تيارا كهربائيا شدته $I = 10mA$.

(1) احسب تغير كتلة إلكترود النيكل خلال هذه المدة.

(2) احسب تغير تركيز الأيونات Ag^+ في نصف العمود الموافق خلال نفس المدة .

نعطي : $M(Ni) = 58,7 g.mol^{-1}$ ، $F = 9,65 \times 10^4 C.mol^{-1}$

أجوبة :

(1) خلال 3 ساعات كمية الكهرباء التي تعبر الدارة الخارجية للعمود هي : $q = I.t = n.e$

أي عدد الإلكترونات الذي يعبر العمود خلال هذه المدة هو : $n = \frac{I.t}{e}$

كمية مادة الإلكترونات الموافق هو : $n(e) = \frac{n}{N_A} = \frac{I.t}{N_A.e} = \frac{I.t}{F}$

بحوار الأنود : الأكسدة : $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$ القطب السالب للعمود.

بحوار الكاتود : الاختزال : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ القطب الموجب للعمود.

تكتب معادلة تفاعل الأكسدة -اختزال الحاصل خلال اشتغال العمود كما يلي:



من خلال الأكسدة الانودية : $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$ يتضح أن كمية مادة Ni تتناقص $\Delta m(Ni) < 0$

من خلال الاختزال الكاتودي : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ يتضح أن كمية مادة Ag^+ تتناقص $\Delta [Ag^+] < 0$

$2 Ag^+_{(aq)} + Ni_{(s)} \longrightarrow 2 Ag_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)}$					معادلة التفاعل	
كميات المادة					التقدم	الحالة
$n_o(Ag^+)$	$n_o(Ni)$		$n_o(Ag)$	$n_o(Ni^{2+})$	0	البداية
$n_o(Ag^+) - 2x$	$n_o(Ni) - x$		$n_o(Ag) + 2x$	$n_o(Ni^{2+}) + x$	x	أثناء التطور

من خلال نصف المعادلة: $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e^-$ لدينا كمية مادة النيكل المتفاعل : $n(Ni) = \frac{n(e^-)}{2} = \frac{I.t}{2.F}$
ومن خلال جدول التقدم : (كمية مادة النيكل المتفاعل أي المختفي) هي : $x = n(Ni)$

$$x = n(Ni) = \frac{I.t}{2.F}$$

ومن خلال جدول التقدم ، تغير كمية مادة النيكل هي :

$$\Delta n = n_{(Ni)_{finale}} - n_{(Ni)_o} = (n_o - x) - n_o = -x = -\frac{I.t}{2.F}$$

$$m = n.M \Leftrightarrow n = \frac{m}{M}$$

إذن فإن تغير كتلة إلكترود النيكل هو :

$$\Delta m = \Delta n \times M = -\frac{I \times t \times M(Ni)}{2.F} = \frac{10 \times 10^{-3} \times 3 \times 3600 \times 58,7}{2 \times 9,65 \times 10^4} = -32,8 \times 10^{-3} g = -32,8 mg$$

(2)

بحوار الكاثود : الاختزال : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$ القطب الموجب للعمود.

$$n(Ag^+) = n(e^-) = \frac{I.t}{F}$$

ومن خلال جدول التقدم : تغير كمية مادة أيونات الفضة بين الحالة البدئية والحالة النهائية هو :

$$\Delta n = n_{(Ni)_{finale}} - n_{(Ni)_o} = (n_o - 2x) - n_o = -2x = -\frac{2.I.t}{2.F} = -\frac{I.t}{F}$$

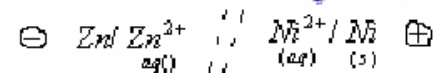
ومنه فإن تغير تركيز الأيونات الفضة هو :

$$\Delta [Ag^+] = \frac{\Delta n}{V} = -\frac{I.t}{F.V} = -\frac{10 \times 10^{-3} \times 3 \times 3600}{9,65 \times 10^4 \times 50 \times 10^{-3}} = -2,238 \times 10^{-2} \approx -2,24 \times 10^{-2} mol / L$$

ملحوظة : الإشارة ناقص التي تظهر في تعبير التغير تدل على تناقص كتلة إلكترود النيكل ب : $32,8 mg$ وتناقص تركيز أيونات الفضة ب : $2,24 \times 10^{-2} mol / L$ بعد اشتغال العمود لمدة 3 ساعات.

(8) التمرين رقم 8 ص 128 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء :

نعتبر العمود زنك-نيكل التالي :



نركب بين مربطيه فولطميترا ، فيشير إلى القيمة $U = 0,53V$

- (1) في أي قطب، ركب المربط "COM" للفولطميترا؟
- (2) هل التفاعل الذي يحدث عند القطب الموجب أكسدة أو اختزال؟
- (3) استنتج معادلة التحول التلقائي الذي يحدث في العمود زنك-نيكل.
- (4)

1-4) ماذا يحدث إذا غمرنا صفيحة من الزنك في محلول يحتوي على أيونات النيكل ؟

2-4) ماذا يحدث إذا غمرنا صفيحة من النيكل في محلول يحتوي على أيونات الزنك ؟

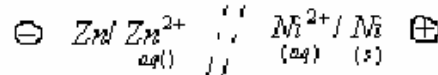
(1) نعلم أنه :

عندما نربط جهاز أميرميتر أو فولطمتر بين مربطي العمود .
إذا أشار إلى شدة تيار كهربائي موجبة (أو توتر موجب) فإن مربطه COM مرتبط بالقطب السالب للعمود.
وإذا أشار إلى شدة تيار كهربائي سالبة (أو توتر سالب) فإن مربطه COM مرتبط بالقطب الموجب للعمود.

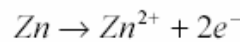
بما أن الفولطمتر المركب بين مربطي العمود، يشير إلى التوتر: $U = 0,53V$ وهو توتر موجب ، فإن مربطه COM مرتبط بالقطب السالب، أي بالكترود الزنك.

(2) عند القطب الموجب للعمود يحدث دائما تفاعل الاختزال . (وهو عكس ما يحدث في حالة التحليل الكهربائي).

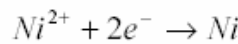
(3)



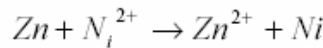
عند القطب السالب للعمود يحدث تفاعل الأكسدة التالي:



وعند قطبه الموجب يحدث تفاعل الاختزال التالي:



وحصيلة التفاعل الذي يحدث خلال اشتغال العمود هو :



(4)

1-4) توضع النيكل على صفيحة الزنك. (لأن أيونات النيكل مؤكسد أقوى من أيونات الزنك)

2-4) لا يحدث أي تفاعل .

(9) التمرين رقم 9 ص 128 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

ننجز عمود الكاديوم -الفضة الذي يحتوي على المزدوجتين Ag^{+}/Ag و Cd^{2+}/Cd وللمحلولين الإلكتروليتين نفس التركيز $0,15mol/L$.
كتلة الجزء المغمور لإلكترود الكاديوم هي 3g. خلال اشتغال العمود تتناقص كتلة إلكترود الكاديوم ويتوضع فلز الفضة على إلكترود الفضة.

1) اكتب نصف معادلة التفاعل الذي يحدث عند كل إلكترود. واستنتج معادلة التفاعل الذي يحدث داخل العمود.

2) ما قيمة التقدم x للتفاعل ، عند استهلاك الكاديوم المغمور في المحلول بكامله.

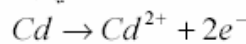
3) ما الحجم الأدنى للمحلول الإلكتروليتي الذي يجب استعماله ليستهلك الجزء المغمور من الكاديوم كليا؟

4) احسب كتلة الفضة المتوضعة على الجزء المغمور لإلكترود الفضة.

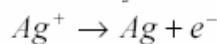
نعطي : $M(Cd) = 112,4g/mol$ ، $M(Ag) = 108mol$

أجوبة:

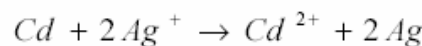
1) نعلم أنه خلال اشتغال العمود تتآكل الإلكترود الموجودة عند قطبه لأنها تخضع (لأكسدة الأنودية) وتتناقص كتلتها مع اشتغال العمود.
إذن إلكترود الكاديوم تكون القطب السالب للعمود . ونصف معادلة التفاعل الذي يحصل عند هذا القطب هي :



بينما نصف معادلة التفاعل الذي يحصل عند القطب الموجب للعمود هي :



وحصيلة التفاعل داخل العمود هي :



2) نرسم جدول التقدم :

$Cd_{(s)} + 2Ag^+_{(aq)} \rightarrow Cd^{2+}_{(aq)} + 2Ag_{(s)}$					معادلة التفاعل	
كميات المادة					التقدم	الحالة
$n_o(Cd)$	$n_o(Ag^+)$		$n_o(Cd^{2+})$	$n_o(Ag)$	0	البديئية
$n_o(Cd) - x$	$n_o(Ag^+) - 2x$		$n_o(Cd^{2+}) + x$	$n_o(Ag) + 2x$	x	أثناء التطور

بما أن الكاديوم سيتفاعل كلياً ، فهو متفاعل محد ، ومنه $n_o(Cd) - x_{\max} = 0$

$$x_{\max} = n_o(Cd) = \frac{m(Cd)}{M(Cd)} = \frac{3g}{112,4g.mol^{-1}} \approx 0,027mol$$

من خلال نصف المعادلة : $Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2e^-$

$$n(Ag^+) = 2 \frac{m(Cd)}{M(Cd)} \Leftrightarrow \begin{cases} n(e^-) = 2 \frac{m(Cd)}{M(Cd)} \Leftrightarrow \frac{n(e^-)}{2} = n(Cd) = \frac{m(Cd)}{M(Cd)} \\ n(Ag^+) = n(e^-) \Leftrightarrow Ag^+ \rightarrow Ag + e^- \end{cases}$$

ومن خلال نصف المعادلة :
لدينا :

$$V = \frac{2.m(Cd)}{M(Cd) \times c} = \frac{2 \times 3}{112,4 \times 0,15} \approx 0,36L \Leftrightarrow [Ag^+] = \frac{n(Ag^+)}{V} = 2 \frac{m(Cd)}{M(Cd) \times V}$$

(3) من خلال جدول التقدم لدينا : كمية مادة الفضة المتوضعة : $n(Ag) = 2x$. وعند الإختفاء الكلي للكاديوم المغمر ، تصبح

$$n(Ag) = 2x_{\max} \text{ أي :}$$

$$m(Ag) = 2 \times 0,027 \times 108 = 5,8g \Leftrightarrow \frac{m(Ag)}{M(Ag)} = 2 \times 0,027$$

(10) التمرين رقم 10 ص 128 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

ننجز عموداً بوصل ، بواسطة قنطرة أيونية ، نصفي عمود الأول مكون من صفيحة رصاص مغمورة جزئياً في محلول مائي لنترات الرصاص تركيزه : $0,1mol/L$ ، والثاني مكون من سلك فضة مغمور كذلك جزئياً في محلول لنترات الفضة تركيزه : $5 \times 10^{-2} mol/L$.

يشير الفولتميتر عند تركيبه بين مربطي هذا العمود إلى أن القطب الموجب هو سلك الفضة . حجم كل من المحلولين هو : $V = 200mL$. قيمة ثابتة التوازن للتفاعل الحاصل هي : $K = 6,8 \times 10^{28}$.

(1) مثل هذا العمود وأعط تبيانته الاصطلاحية.

(2) اكتب نصفي معادلة التفاعل الذي يحصل على مستوى الالكترودين ، ومعادلة تفاعل الأكسدة والاختزال الحاصلة للعمود.

(3) احسب خارج التفاعل البديني ، ثم اوجد منحى التطور التلقائي للعمود.

(4) 1-4: نركب بين مربطي هذا العمود موصلًا أوميا ونقيس شدة التيار الذي يمر فيه خلال 1 الساعة ، فنجد $I = 100mA$. احسب الكهرباء التي يمررها هذا العمود عبر الموصل الأومي خلال هذه المدة .

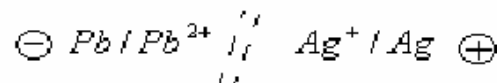
2-4: حدد تراكيز الأنواع الكيميائية بعد تمام ساعة من اشتغال العمود.

3-4: ما كتلة الفلز المتكونة (أي المتوضعة على الكاثود)؟ وما تغير كتلة الفلز المستعمل؟

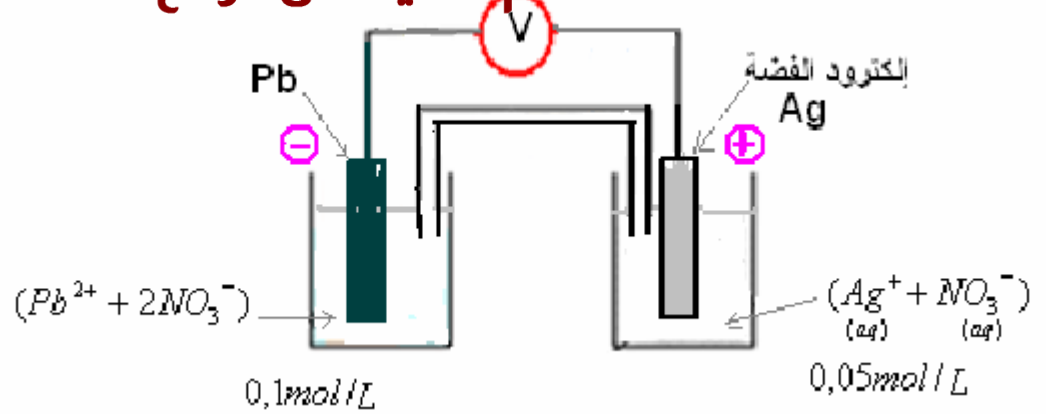
الاجابة:

(1) تمثيل العمود:

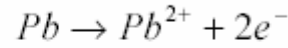
التبيانة الاصطلاحية للعمود:



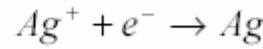
(1) تمثيل العمود:



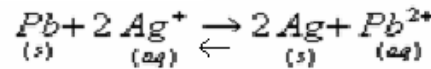
2) بجوار الأنود :



بجوار الكاتود :



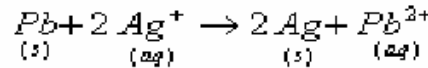
حصول التفاعل الذي يحدث خلال اشتغال العنود :



3) خارج التفاعل البدني:

$$Q_{r,j} = \frac{[Pb^{2+}]}{[Ag^{+}]^2} = \frac{0,1}{0,05^2} = 40 < K$$

التوازن ينتقل في المنحى المباشر.



4)

1-4 كمية الكهرباء التي يمررها العنود خلال ساعة هي :

$$q = It = 100 \times 10^{-3} \times 3600 = 360C$$

2-4) كمية مادة الإلكترونات الذي يعبر الدارة الخارجية لعنود خلال مدة t هو : $n(e^{-}) = \frac{It}{F}$

جدول التقدم :

معادلة التفاعل					الحالة	
					التقدم	البدنية
كميات المادة					0	البدنية
$n_p(Pb)$	$n_p(Ag^{+})$		$n_p(Ag)$	$n_p(Pb^{2+})$		
$n_p(Pb) - x$	$n_p(Ag^{+}) - 2x$		$n_p(Ag) + 2x$	$n_p(Pb^{2+}) + x$	x	انتهاء التطور

من خلال نصف المعادلة: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^{-}$ الحاصل بجوار الأنود يتضح أن تركيز أيونات الرصاص يتزايد.

وكمية مادة أيونات الرصاص المكونة : $n(Pb^{2+}) = \frac{n(e^{-})}{2}$ أي : $n(Pb^{2+}) = \frac{It}{2.F}$ وهي من خلال الجدول تساوي التقدم x .

$$x = \frac{It}{2F} \quad \text{أي :}$$

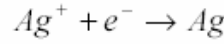
وكمية مادة أيونات الرصاص المكونة: $n(Pb^{2+}) = \frac{n(e^-)}{2}$ أي: $n(Pb^{2+}) = \frac{It}{2.F}$ وهي من خلال الجدول تساوي التقدم x .

$$x = \frac{It}{2F}$$

ومن خلال جدول التقدم فإن تركيز أيونات الرصاص بعد مرور ساعة:

$$[Pb^{2+}] = \frac{n(Pb^{2+})}{V} = \frac{n_o(Pb^{2+}) + x}{V} = c + \frac{It}{2F.V} = c + \frac{It}{2F.V} = 0,1 \text{ mol/L} + \frac{100 \times 10^{-3} \times 3600}{2 \times 9,65 \times 10^4 \times 0,2} = 0,109 \text{ mol/L}$$

ومن خلال نصف معادلة التفاعل:



لدينا كمية مادة أيونات الفضة المتفاعلة:

$$n(Ag^+) = n(e^-)$$

أي: $n(Ag^+) = \frac{It}{F}$ ومن خلال جول التقدم، فهي تساوي: $2x$.

$$x = \frac{It}{2F}$$

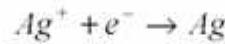
ومن خلال جدول التقدم فإن تركيز أيونات الفضة بعد مرور ساعة:

$$[Ag^+] = \frac{n(Ag^+)}{V} = \frac{n_o(Ag^+) - 2x}{V} = [Ag^+]_o - \frac{It}{V.F} = 0,05 - \frac{100 \times 10^{-3} \times 3600}{0,2 \times 9,65 \times 10^4} = 0,031 \text{ mol/L}$$

ومن خلال جدول التقدم فإن تركيز أيونات الرصاص بعد مرور ساعة:

$$[Pb^{2+}] = \frac{n(Pb^{2+})}{V} = \frac{n_o(Pb^{2+}) + x}{V} = c + \frac{It}{2F.V} = c + \frac{It}{2F.V} = 0,1 \text{ mol/L} + \frac{100 \times 10^{-3} \times 3600}{2 \times 9,65 \times 10^4 \times 0,2} = 0,109 \text{ mol/L}$$

ومن خلال نصف معادلة التفاعل:



لدينا كمية مادة أيونات الفضة المتفاعلة:

$$n(Ag^+) = n(e^-)$$

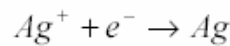
أي: $n(Ag^+) = \frac{It}{F}$ ومن خلال جول التقدم، فهي تساوي: $2x$.

$$x = \frac{It}{2F}$$

ومن خلال جدول التقدم فإن تركيز أيونات الفضة بعد مرور ساعة:

$$[Ag^+] = \frac{n(Ag^+)}{V} = \frac{n_o(Ag^+) - 2x}{V} = [Ag^+]_o - \frac{It}{V.F} = 0,05 - \frac{100 \times 10^{-3} \times 3600}{0,2 \times 9,65 \times 10^4} = 0,031 \text{ mol/L}$$

3-4) الفلز المتوضع هو الفضة، وذلك وفق نصف المعادلة التالية:



$$m(Ag) = \frac{It.M(Ag)}{F} = \frac{100 \times 10^{-3} \times 3600 \times 107,9}{9,65 \times 10^4} = 0,4g \quad \Leftrightarrow \quad \frac{m(Ag)}{M(Ag)} = \frac{It}{F} \quad \Leftrightarrow \quad n(Ag) = n(e^-) \quad \Leftrightarrow \quad m(Ag) = 0,4g$$

إن كتلة الفضة المتوضعة:

خلال اشتغال العمود صفيحة الرصاص تتأكسد (تتآكل) وذلك وفق نصف المعادلة: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$

(11) التمرينين التطبيقيين 1- ص 120 و 121- الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

نصل بواسطة قطرة أيونية نصفى العمود التاليين:

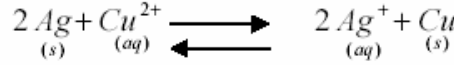
$$[Cu^{2+}] = 0,05 \text{ mol/l}$$

بحيث ، Cu^{2+}/Cu
(aq) (s)

$$[Ag^+] = 0,01 \text{ mol/l}$$

بحيث ، Ag^+/Ag
(aq) (s)

(1) تكتب معادلة تفاعل الأكسدة - اختزال الممكن حدوثه كالتالي:



علما أن ثابتة التوازن هذا عند درجة الحرارة $25^\circ C$ تساوي : $K = 2,6 \times 10^{-16}$ ، ما منحنى تطور هذه المجموعة؟

(2) استنتج التفاعلين الذين يحدثان على مستوى الإلكترودين ، وعين منحنى انتقال حملة الشحنة الكهربائية في العمود.
(3) اعط التبيانة الاصطلاحية للعمود.

(4) علما أن العمود يولد خلال المدة الزمنية $\Delta t = 1,5 \text{ mn}$ ، تيارا شدته : $I = 86 \text{ mA}$.

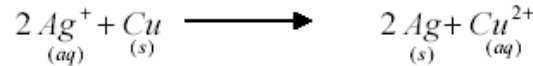
(أ) ما كمية الكهرباء المتدخلة خلال هذه المدة؟

(ب) احسب تغير كمية مادة أيونات النحاس II وتغير كمية مادة أيونات الفضة خلال هذه المدة.

(1) لنحدد القيمة البدئية لخارج التفاعل:

$$Q_{r,i} = \frac{[Ag^+]_i^2}{[Cu^{2+}]} = \frac{(0,02)^2}{0,05} = 2 \times 10^{-3}$$

نلاحظ أن : $Q_{r,i} > K$ ، إذن المجموعة ستتطور في المنحنى المؤدي إلى تناقص قيمة خارج التفاعل أي في المنحنى غير المباشر (2).

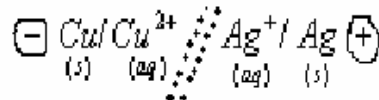


(2) بجوار الأنود : الأكسدة : $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ القطب السالب للعمود.

بجوار الكاتود : الاختزال : $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$ القطب الموجب للعمود.

تنتقل الإلكترونات عبر الدارة الخارجية من الكترود النحاس نحو الكترود الفضة ويمر التيار الكهربائي في المنحنى المعاكس.
(الكاتيونات لها نفس منحنى التيار الكهربائي والانيونات نفس منحنى الإلكترونات).

(3) التبيانة الاصطلاحية للعمود:



(4) كمية الكهرباء المتدخلة خلال المدة الزمنية Δt :

$$q = I \Delta t = 86 \times 10^{-3} \text{ A} \times 1,5 \times 60 \text{ s} = 7,74 \text{ C}$$

(ب)

$2 Ag^+_{(aq)} + Cu_{(s)} \longrightarrow 2 Ag_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$					معادلة التفاعل	
كميات المادة					التقدم	الحالة
$n_o(Ag^+)$	$n_o(Cu)$		$n_o(Ag)$	$n_o(Cu^{2+})$	0	البداية
$n_o(Ag^+) - 2x$	$n_o(Cu) - x$		$n_o(Ag) + 2x$	$n_o(Cu^{2+}) + x$	x	أثناء التطور

من خلال الأكسدة الانودية : $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$ يتضح أن كمية مادة Cu^{2+} تزايد $\Delta Cu^{2+} > 0$

من خلال الاختزال الكاتودي : $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$ يتضح أن كمية مادة Ag^+ تتناقص $\Delta Ag^+ < 0$

من خلال نصف المعادلة الأولى لدينا (كمية مادة النحاس المكون):
 $n(Cu^{2+}) = \frac{n(e^-)}{2}$

$$n(e^-) = 2x$$

$$\Leftrightarrow n(Cu^{2+}) = x$$

$$x = \frac{I\Delta t}{2F}$$

وحسب التعريف لدينا : $n(e^-) = \frac{q}{F} = \frac{I\Delta t}{F}$ إذن : $\frac{I\Delta t}{F} = 2x$ ومنه :

وبالتالي حسب جدول التقدم :

$$\Delta n(Cu^{2+}) = n_f - n_o = x = \frac{I\Delta t}{2F} = \frac{7,47}{2 \times 96500} = 4 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

$$\Delta n(Ag^+) = n_f - n_o = -2x = -8 \times 10^{-5} \text{ mol}$$