بسم الله الرحمان الرحيم

سلسلة تمارين حول التحولات التلقائية في الأعمدة وتحصيل الطاقة

1) التمرين رقم1 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 رقم2 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

اذكر مكونات عمود.

الإجابة:
بصفة عامة يتكون العمود من:

- صفيحة فلزية M مغمورة في محلول مائي يحتوي على كاتيونات هذا الفلز M^{m+} ، وهي تمثل الإلكترود الأولى للعمود.
- وصفيحة فلزيةN على كاتيونات مغمورة في محلول يحتوي هذا الفلز N^{n+} ، وهي تمثل الإلكترود الثانية للعمود.
- قنطرة أيونية تربط بين المحلولين .

---

3) التمرين رقم3 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

اعط تعريف الفراداي وتعريف سعة عمود.

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

$F = e.N_A = 6,02\times10^{23}\times1,6\times10^{-19} = 96500C/mol$ الفاراداي .

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

---

4) التمرين رقم4 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)عدما يستهلك عمود:

- تكون جميع الأيونات قد استهلكت .

Moutamadris.ma

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

الاجابة:

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:

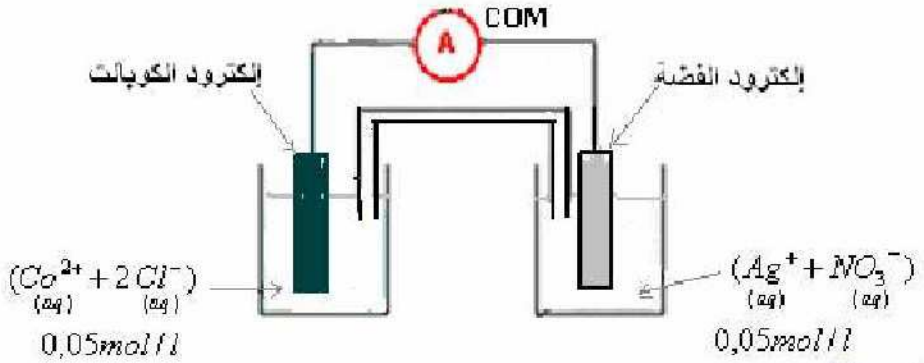
- **الطريقة الأولى:** نربط جهاز أميرميتر بين مربطي العمود .

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

- **الطريقة الثانية:** بمعرفة المزدوجتين مؤكسد-مختزل المكونتين للعمود ، نكتب المعادلة الحصيلة 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 للأكسدة وهي الآنود(القطب السالب للعمود) والالكترود الأخرى هي الكاثود (أي قطبه الموجب).

5) التمرين رقم5 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

ننجز العمود الممثل أسفله:



يشير الأمبيرمتر إلى شدة تيار سالبة .

1- أعط التبيانة الاصطلاحية للعمود .

2- اكتب معادلتي التفاعلين الذين يحدثان على مستوى الإلكترودين.

3- ما هو دور القنطرة الأيونية؟

4) احسب قيمة خارج التفاعل في الحالة البدئية.

5) كيف يتطور خارج التفاعل أثناء اشتغال العمود؟

---

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

Moutamadris.ma

الموجب للعمود.

وبالتالي بالتبيانة الإصلاحية للعمود هي كما يلي :

$$- \quad Co / Co^{2+} \;\|\; Ag^{+} / Ag \quad +$$

---

2) بجوار الآنود (الأكسدة الآنودية) $Co \rightarrow Co^{2+} + 2e^{-}$

بجوار الكاتود (الاختزال الكاتودي) $Ag^{+} + e^{-} \rightarrow Ag$

---

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

---

4) حصيلة التفاعل الذي يحدث خلال اشتغال العمود :

$$Co_{(s)} + 2\,Ag^{+}_{(aq)} \rightarrow Co^{2+}_{(aq)} + 2\,Ag_{(s)}$$

خارج التفاعل في الحالة البدئية:

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

---

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

6) التمرين رقم6 ص 127 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

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

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

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

نركب هذا العمود بين مربطي موصل أومي .علما أن ثابتة التوازن عند درجة الحرارة $25°c$ المقرونة بالتفاعل الممنذج بالمعادلة التالية:

$$Ni^{2+}_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightleftharpoons Ni_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)}$$

هي: $K = 8,8\times10^{-4}$

1)توقع منحى تطور التحول التلقائي للمجموعة المكونة للعمود.

2) ما هوالتفاعل الذي يحدث :

2-1) عند إلكترود النيكل؟

2-2) عند إلكترود القصدير؟

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

4) استنتج قطبية هذا العمود وتبيانته الإصطلاحية.

الاجابة:

1) جارج هذا التفاعل :

$$Ni^{2+}_{(aq)} + Sn_{(s)} \rightleftharpoons Ni_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)}$$

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

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

$$Ni_{(s)} + Sn^{2+}_{(aq)} \longrightarrow Ni^{2+}_{(aq)} + Sn_{(s)}$$

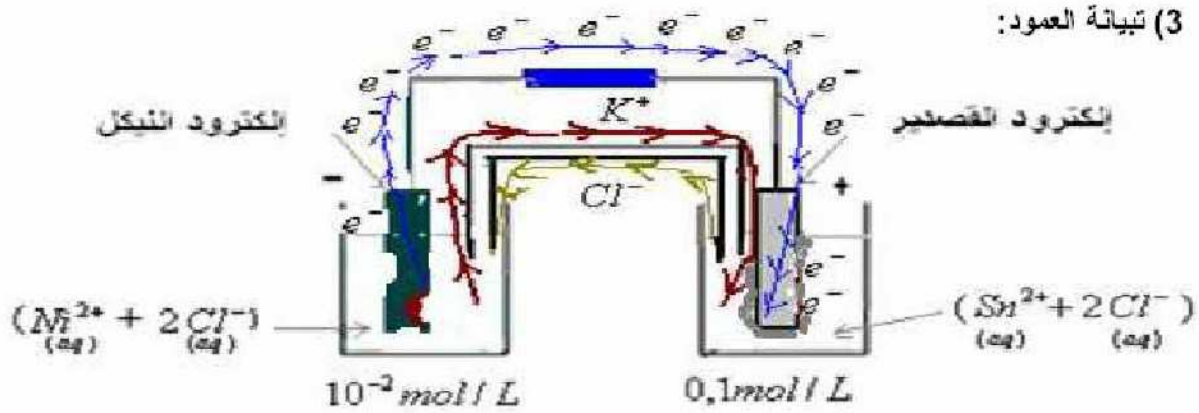
---

2) 2-1)عند إلكترود النيكل يحدث تفاعل الأكسدة التالي: $Ni \rightarrow Ni^{2+} + 2e$ الأكسدة الآنودية.(القطب السالب)

2-2) عند إلكترود القصدير يحدث تفاعل الإختزال التالي: $Sn^{2+} + 2e \rightarrow Sn$ الإختزال الكاتودي. (القطب الموجب)

Moutamadris.ma

3) تبيانة العمود:



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:

$$- \quad Ni \mid Ni^{2+} \;\|\; Sn^{2+} \mid Sn \quad +$$

7) التمرين رقم7 ص 127و ص128 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

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

صفيحة 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 إ لكترود الفضة وأكسدة النيكل إلى Ni^{2+} عند إلكترود النيكل .

يشتغل 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 : $F = 9,65\times10^4 C.mol^{-1}$ ، $M(Ni) = 58,7g.mol^{-1}$

أجوبة :

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

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

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

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

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

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

$$2\,Ag^+_{(aq)} + Ni_{(s)} \longrightarrow 2\,Ag_{(s)} + Ni^{2+}_{(aq)}$$

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

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

Moutamadris.ma

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

من خلال نصف المعادلة: $Ni ----> Ni^{2+} + 2e^-$ لدينا كمية مادة النيكل المتفاعل : $n(Ni) = \frac{n(e^-)}{2} = \frac{I.t}{2.F}$ $\Leftarrow$

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:

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

نعلم أن : $n = \frac{m}{M}$ $\Leftarrow$ $m = n.M$

إذن فإن تغير كتلة إلكترود النيكل هو :

$$\Delta m = \Delta n \times M = -\frac{I \times t \times M(Ni)}{2F} = \frac{10\times10^{-3}\times3\times3600\times58,7}{2\times9,65\times10^4} = -32,8\times10^{-3}\,g = -32,8mg$$

(2

بجوار الكاثود : الاختزال : $Ag^+ + e^- ----> Ag$ القطب الموجب للعمود.

كمية مادة أيونات الفضة المتفاعلة (أي المختفية) $n(Ag^+) = n(e^-) = \frac{I.t}{F}$

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 :

$$\Delta[Ag^+] = \frac{\Delta n}{V} = -\frac{I.t}{F.V} = -\frac{10\times10^{-3}\times3\times3600}{9,65\times10^4\times50\times10^{-3}} = -2,238\times10^{-2} \approx -2,24\times10^{-2}\,mol/L$$

ملحوظة : الإشارة ناقص التي تظهر في تعبير التغير تدل على تناقص كتلة إلكترود النيكل ب : $32,8mg$ وتناقص تركيز ايونات الفضة ب: $2,24\times10^{-2}\,mol/L$ بعد اشتغال العمود لمدة 3 ساعات.

---

8) التمرين رقم8 ص128 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

نعتبر العمود زنك-نيكل التالي:

$$\ominus\ Zn/Zn^{2+}_{aq(1)}\ ||\ Ni^{2+}_{(aq)}/Ni_{(s)}\ \oplus$$

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

1) في أي قطب، ركب المربط " COM" للفولطميتر؟
2) هل التفاعل الذي يحدث عند القطب الموجب أكسدة أو اختزال؟
3) استنتج معادلة التحول التلقائي الذي يحدث في العمود زنك-نيكل.
4)
4-1) ماذا يحدث إذا غمرنا صفيحة من الزنك في محلول يحتوي على أيونات النيكل ؟
4-2) ماذا يحدث إذا غمرنا صفيحة من النيكل في محلول يحتوي على أيونات الزنك ؟

Moutamadris.ma

الإجابة:

1) نعلم أنه :

عندما نربط جهاز أميرميتراو فولطميتر 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 COMمرتبط بالقطب الموجب للعمود.

بما أن الفولطميترا 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

$$\ominus \quad Zn/Zn^{2+}_{(aq)} \;//\; Ni^{2+}_{(aq)}/Ni_{(s)} \quad \oplus$$

عند القطب السالب للعمود يحدث تفاعل الاكسدة التالي:

$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

وعند قطبه الموجب يحدث تفاعل الإختزال التالي:

$$Ni^{2+} + 2e^- \rightarrow Ni$$

وحصيلة التفاعل الذي يحدث خلال اشتغال العمود هو :

$$Zn + Ni^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Ni$$

(4

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

4-2) لا يحدث أي تفاعل .

---

9) التمرين رقم9 ص128 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

ننجز عمود الكاديوم –الفضة الذي يحتوي على المزدوجتين $Cd^{2+}_{(aq)}/Cd_{(aq)}$ و $Ag^{+}_{(aq)}/Ag_{(s)}$ 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(للأكسدة الأنودية) وتتناقص كتلتها مع اشتغال العمود.

إذن إلكترود الكاديوم تكون القطب السالب للعمود . ونصف معادلة التفاعل الذي يحصل عند هذا القطب هي :

$$Cd \rightarrow Cd^{2+} + 2e^-$$

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

$$Ag^+ \rightarrow Ag + e^-$$

وحصيلة التفاعل داخل العمود هي :

$$Cd + 2Ag^+ \rightarrow Cd^{2+} + 2Ag$$

---

2)نرسم جدول التقدم :

Moutamadris.ma

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

بما أن الكاديوم سيتفاعل كليا ، فهو متفاعل محد ، ومنه $no(Cd)-x_{max}=0$

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

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

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

ومن خلال نصف المعادلة :

لدينا : $Ag^+ \rightarrow Ag+e^-$

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

---

3)من خلال جدول التقدم لدينا : كمية مادة الفضة المتوضعة : $n(Ag)=2x$. وعند الإختفاء الكلي للكاديوم المغمور ، تصبح $x=x_{max}$ أي: $n(Ag)=2x_{max}$

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

---

10) التمرين رقم10 ص128 الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

ننجز عمودا بوصل ، بواسطة قنطرة أيونية ، نصفي عمود.الأول مكون من صفيحة رصاص مغمورة جزئيا في محلول مائي لنترات الرصاص تركيزه : $0,1mol/L$ ، والثاني مكون من سلك فضة مغمور كذلك جزئيا في محلول لنترات الفضة تركيزه : $5\times10^{-2}mol/L$.

يشير الفولطميتر 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 : $K=6,8\times10^{28}$.

1)مثل هذا العمود وأعط تبيانته الاصطلاحية.

2) اكتب نصفي معادلة التفاعل الذي يحصل على مستوى الالكترود ين ، ومعادلة تفاعل الأكسدة والاختزال الحصيلة للعمود.

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

4)1-4: تركب بين مربطي هذا العمود موصلا أوميا ونقيس شدة التيار الذي يمر فيه خلال 1الساعة ، 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 الكاتود)؟وما تغير كتلة الفلز المستعمل؟

الاجابة:

1)تمثيل العمود:

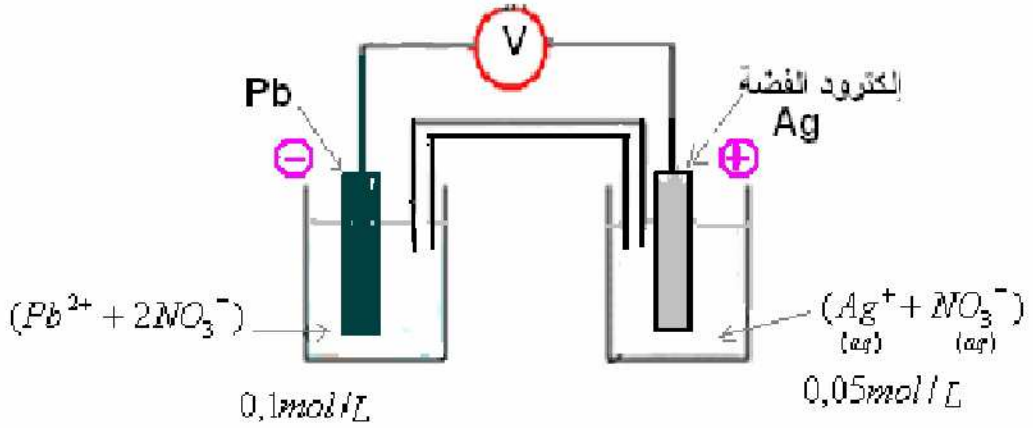
التبيانة الاصطلاحية للعمود:

$$\ominus\ Pb/Pb^{2+}\ //\ Ag^+/Ag\ \oplus$$

---

1)تمثيل العمود:

Moutamadris.ma



2)بجوار الآنود :

$$Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$$

بجوار الكاثود:

$$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$$

حصيلة التفاعل الذي يحدث خلال اشتغال العمود :

$$Pb_{(s)} + 2\,Ag^+_{(aq)} \rightleftarrows 2\,Ag_{(s)} + Pb^{2+}_{(aq)}$$

---

3) خارج التفاعل البدئي:

$$Q_{r,i} = \frac{[Pb^{2+}]}{[Ag^+]^2} = \frac{0.1}{0.05^2} = 40 < K \Leftarrow$$

التوازن ينتقل في المنحى المباشر.

$$Pb_{(s)} + 2\,Ag^+_{(aq)} \rightarrow 2\,Ag_{(s)} + Pb^{2+}_{(aq)}$$

(4

1-4) كمية الكهرباء التي يمررها العمود خلال ساعة هي :

$$q = It = 100\times10^{-3}\times3600 = 360C$$

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

جدول التقدم :

معادلة التفاعل		$Pb_{(s)} + 2\,Ag^+_{(aq)} \rightarrow 2\,Ag_{(s)} + Pb^{2+}_{(aq)}$				
الحالة	التقدم	كميات المادة				
البدئية	0	$n_0(Pb^{2+})$	$n_0(Ag)$		$n_0(Ag^+)$	$n_0(Pb)$
أثناء التطور	x	$n_0(Pb^{2+}) + x$	$n_0(Ag) + 2x$		$n_0(Ag^+) - 2x$	$n_0(Pb) - x$

من خلال نصف المعادلة: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$ الحاصل بجوار الآنود يتضح أن تركيز ايونات 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 .

أي : $x = \frac{It}{2F}$

Moutamadris.ma

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

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

أي : $x = \frac{I.\Delta t}{2F}$

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

$$[Pb^{2+}] = \frac{n(Pb^{2+})}{V} = \frac{n_o(Pb^{2+}) + x}{V} = c + \frac{I.\Delta t}{2F.V} = c + \frac{I.\Delta t}{2F.V} = 0,1mol/L + \frac{100\times10^{-3}\times3600}{2\times9,65\times10^4\times0,2} = 0,109mol/L$$

ومن خلال نصف معادلة التفاعل:

$$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$$

لدينا كمية مادة أيونات الفضة المتفاعلة : $n(Ag^+) = n(e^-)$

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

أي: $x = \frac{I.\Delta t}{2F}$

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

$$[Ag^+] = \frac{n(Ag^+)}{V} = \frac{n_o(Ag^+) - 2x}{V} = [Ag^+]_o - \frac{I.\Delta t}{V.F} = 0,05 - \frac{100\times10^{-3}\times3600}{0,2\times9,65\times10^4} = 0,031mol/L$$

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

$$[Pb^{2+}] = \frac{n(Pb^{2+})}{V} = \frac{n_o(Pb^{2+}) + x}{V} = c + \frac{I.\Delta t}{2F.V} = c + \frac{I.\Delta t}{2F.V} = 0,1mol/L + \frac{100\times10^{-3}\times3600}{2\times9,65\times10^4\times0,2} = 0,109mol/L$$

ومن خلال نصف معادلة التفاعل:

$$Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$$

لدينا كمية مادة أيونات الفضة المتفاعلة : $n(Ag^+) = n(e^-)$

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

أي: $x = \frac{I.\Delta t}{2F}$

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

$$[Ag^+] = \frac{n(Ag^+)}{V} = \frac{n_o(Ag^+) - 2x}{V} = [Ag^+]_o - \frac{I.\Delta t}{V.F} = 0,05 - \frac{100\times10^{-3}\times3600}{0,2\times9,65\times10^4} = 0,031mol/L$$

3-4) الفلز المتوضع هو الفضة، وذلك وفق نصف المعادلة التالية : $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag$

$$m(Ag) = \frac{I.\Delta t.M(Ag)}{F} = \frac{100\times10^{-3}\times3600\times107,9}{9,65\times10^4} = 0,4g \quad <= \quad \frac{m(Ag)}{M(Ag)} = \frac{I.\Delta t}{F} \quad <== \quad n(Ag) = n(e^-) \quad <===$$

إذن كتلة الفضة المتوضعة: $m(Ag) = 0,4g$

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

Moutamadris.ma

11) التمرينين التطبيقيين1- ص120و1ص121-الكتاب المدرسي المفيد في الكيمياء:

نصل بواسطة قنطرة أيونية نصفي العمود التاليين:

$\left[Cu^{2+}\right]=0,05mol/l$ بحيث ، $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$

$\left[Ag^{+}\right]=0,01mol/l$ بحيث ، $Ag^{+}_{(aq)}/Ag_{(s)}$

1)تكتب معادلة تفاعل الأكسدة –اختزال الممكن حدوثه كالتالي:

$$2\,Ag_{(s)}+Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\,Ag^{+}_{(aq)}+Cu_{(s)}$$

علما أن ثابتة التوازن هذا عند درجة الحرارة $25°C$ تساوي : $K=2,6\times10^{-16}$ ، ما منحى تطور هذه المجموعة؟

2)استنتج التفاعلين الذين يحدثان على مستوى الإلكترودين ، وعين منحى انتقال حملة الشحنة الكهربائية في العمود.

3اعط التبيانة الاصطلاحية للعمود.

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

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:

$$Q_{r,i}=\frac{\left[Ag^{+}\right]_i^2}{\left[Cu^{2+}\right]}=\frac{(0,02)^2}{0,05}=2\times10^{-3}$$

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

$$2\,Ag^{+}_{(aq)}+Cu_{(s)} \longrightarrow 2\,Ag_{(s)}+Cu^{2+}_{(aq)}$$

---

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

بجوار الكاتود : الاختزال : $Ag^{+}+e^{-} ----> Ag$ القطب الموجب للعمود.

تنتقل الالكترونات عبر الدارة الخارجية من الكترود النحاس نحو الكترود الفضة ويمر التيار الكهربائي في المنحى المعاكس.

(الكاتيونات لها نفس منحى التيار الكهربائي والانيونات نفس منحى الالكترونات).

---

3) التبيانة الاصطلاحية للعمود:

$$\ominus\ Cu_{(s)}/Cu^{2+}_{(aq)}\ ::\ Ag^{+}_{(aq)}/Ag_{(s)}\ \oplus$$

---

4) كمية الكهرباء المتدخلة خلال المدة الزمنية Δt .

أ) $q=I.\Delta t=86\times10^{-3}A\times1,5\times60s=7,74C$

ب)

معادلة التفاعل		$2\,Ag_{(s)}+Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\,Ag^{+}_{(aq)}+Cu_{(s)}$				
الحالة	التقدم	كميات المادة				
البدئية	0	$n_0(Cu^{2+})$	$n_0(Ag)$		$n_0(Cu)$	$n_0(Ag^{+})$
أثناء التطور	x	$n_0(Cu^{2+})+x$	$n_0(Ag)+2x$		$n_0(Cu)-x$	$n_0(Ag^{+})-2x$

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

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

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

Moutamadris.ma

ومن خلال جدول التقدم كمية مادة النحاس المكون: $n(Cu^{2+}) = x \quad \Leftarrow \quad n(e^-) = 2x$

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

وبالتالي حسب جدول التقدم :

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

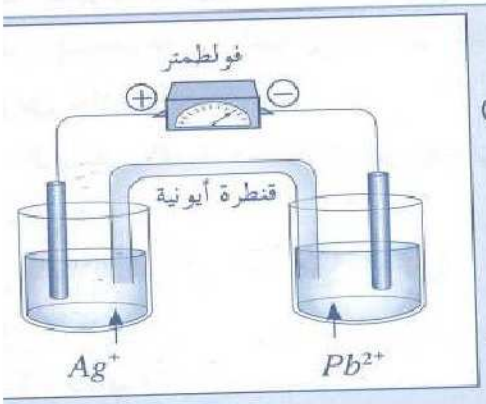
$$\Delta n(Ag^+) = n_f - no = -2x = -8\times 10^{-5}\, mol$$

Moutamadris.ma

التحولات التلقائية في الاعمدة

تمرين 1

ننجز العمود الممثل في التبيانة جانبه حيث:



- للمحلولين الحجم $v=50ml$ نفسه والتركيز البدئي $0,5mol.L^{-1}$ نفسه.
- يشير الفولتمتر إلى قيمة موجبة.

1 - حدد الأنود والكاثود في هذا العمود.

2 - اكتب صيغة المزدوجتين المتدخلتين في هذا العمود، وأعط رمزه.

3 - اكتب معادلة التفاعل في كل نصف من العمود خلال اشتغاله، ثم استنتج حصيلة التفاعل.

4 - علما أن ثابتة التوازن المقرونة بهذا التفاعل هي $K=6,8.10^{28}$:

1.4 - هل العمود يوجد في توازن أم خارجه؟ علل الجواب.

2.4 - صف التغيرات التي تطرأ كل إلكترود خلال اشتغال العمود.

5 - ينتج العمود تياراً شدته $250mA$ خلال ساعة ونصف:

1.5 - احسب كمية الكهرباء التي انتقلت عبر الدارة خلال هذه المدة.

2.5 - اعتماداً على جدول تقدم التفاعل عند الكاثود، أوجد تركيز أيونات الفضة عند نهاية التجربة.

نعطي: $\mathcal{F}=96500C/mol$

الحل

1 - تحديد الأنود والكاثود:

الأنود هو القطب السالب، والكاثود هو القطب الموجب.

2 - صيغة المزدوجتين:

يتكون هذا العمود من المزدوجتين الفلزيتين: Ag^+/Ag و Pb^{2+}/Pb

رمز هذا العمود: $\ominus Pb/Pb^{2+} \;//\; Ag^+/Ag \oplus$

أكسدة أنودية
اختزال كاثودي

3 - كتابة المعادلات:

- معادلة الاختزال: يحدث الاختزال دائماً عند القطب الموجب للعمود (الكاثود) ويهم المزدوجة Ag^+/Ag:

بحيث: $(1)\quad Ag^+ + 1e^- \longrightarrow Ag$

- معادلة الأكسدة: تحدث الأكسدة دائماً عند الأنود، ونسميها الأكسدة الأنودية وتهم المزدوجة Pb^{2+}/Pb

$(2)\quad Pb \longrightarrow Pb^{2+} + 2e^-$

- حصيلة التفاعل: ننجز العملية: $2\times(1)+(2)$

$$2Ag^+ + Pb \longrightarrow 2Ag + Pb^{2+}$$

1.4 - حالة المجموعة:

لنحدد خارج التفاعل عند الحالة البدئية:

$$Q_{ri} = \frac{[Pb^{2+}]_i}{[Ag^+]_i^2} = \frac{0,5}{(0,5)^2} = 2$$

نلاحظ، باعتبار ثابتة التوازن، أن $Q_{ri}<K$. المجموعة توجد إذن خارج حالة التوازن.

Moutamadris.ma

2.4 - تغيرات الإلكترود:

تتطور المجموعة في المنحنى المباشر لأن $Q_{ri}<K$، ويؤدي ذلك إلى:

- تكون فلز الفضة مما يؤدي إلى ارتفاع كتلة هذا الإلكترود.
- استهلاك فلز الرصاص مما يؤدي إلى تناقص كتلة هذا الإلكترود.

1.5 - حساب Q:

لدينا العلاقة: $Q=I.t$

ت.ع: $Q=0,25.\ 90.60$

$Q=1350C$

2.5 - تركيز الأيونات Ag^+:

معادلة التفاعل عند الكاثود	$Ag^+_{(aq)} + 1e^- \rightarrow Ag_{(s)}$		
حالة المجموعة	التقدم	كميات المادة	$n(e^-)$
في البداية	0	$n_i(Ag^+)$	$n_i(Ag)$	0
عند اللحظة t	x	$n_i(Ag^+)-x$	$n_i(Ag^+)+x$	x

نحدد قيمة x انطلاقا من هذا الجدول، حيث:

لدينا عند اللحظة t:

$$n(Ag^+)=n_i(Ag^+)-x$$
$$=[Ag^+]_iV-x$$

إذن: $[Ag^+]=\frac{n(Ag^+)}{V}=[Ag^+]_i-\frac{x}{V}$

ونحدد قيمة x انطلاقا من Q:

$Q=n(e^-)..\mathcal{F}$

بحيث: $x=n(Ag^+)=n(e^-)$

إذن: $Q=x.\mathcal{F}$

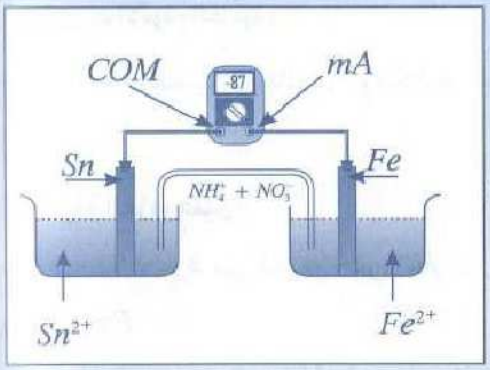
إذن: $x=\frac{Q}{\mathcal{F}}=\frac{1350}{96500}\simeq 1,4.10^{-2}mol.$

- حساب $[Ag^+]$: $[Ag^+]=[Ag^+]_i-\frac{x}{v}$

$$[Ag^+]=0,5-\frac{1,4.10^{-2}}{50.10^{-3}}$$

$$[Ag^+]=0,22\ mol.L^{-1}$$

تمرين 2



نعتبر الدارة الممثلة في الشكل جانبه:

1 - عين منحى التيار خارج دارة العمود.

2 - حدد قطبية العمود ، وأعط رمزه الاصطلاحي.

3 - حدد حملة الشحن في مختلف أجزاء الدارة موضحاً منحى حركة كل منها.

4 - اكتب معادلة التحول الذي يطرأ على مستوى كل إلكترود، واستنتج معادلة التفاعل داخل العمود.

5 - يشتغل العمود خلال مدة ساعة حيث يمر في الدارة التيار كهربائي الممثل في الشكل السابق:

1.5 - احسب عدد الإلكترونات التي تجتاز الدارة خلال هذه المدة.

2.5 - ما الإلكترود الذي تزايدت كتلته؟ علل جوابك.

احسب الكتلة Δm المتزايدة.

معطيات: $M(Fe)=56g.mol^{-1}$ ، $M(Sn)=118,7g.mol^{-1}$

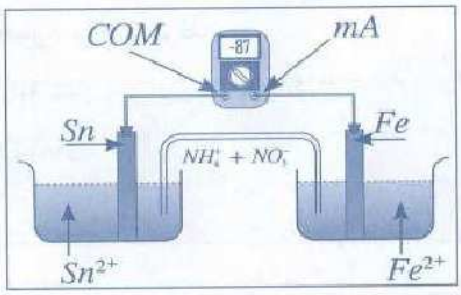
$e=1,6.10^{-19}C$ ، $N_A=6,02.10^{23}$

Moutamadris.ma

الحـل

1 - منحى التيار الكهربائي:

بمـا أن تركيب الأمبيرمتر أدى إلى قيمة سـالبة، فهذا يعنـي أن هذا الجهاز يؤدي في التركيب المعاكس إلى قيمة موجبة كما يبينه الشكل أسفله.



2 - قطبية ورمز العمود:

$\ominus \quad Fe/Fe^{2+}//Sn^{2+}/Sn \quad \oplus$

3 - حملة الشحن:

- خـارج العمـود: تنتقـل الإلكترونـات مـن إلكتـرود الحديد Fe نحـو إلكتـرود القصدير Sn.
- داخل العمـود: يعزى مرور التيـار الكهربائي بين المحلوليـن إلى حركة الأيونـات التي تتحرك لتحقيق التعادل الكهربائي في كل محلول.

الكاثيونات: NH_4^+ تتجه نحو المحلول الذي يتناقص فيه عدد الشحن الموجبة بسبب الاختزال: (محلول Sn^{2+})

- الأيونات NO_3^- و SO_4^{2-}: تتجه نحو محلول أيونات الحديد II (Fe^{2+}) الذي يرتفع فيه عدد الشحن الموجبة بسبب الأكسدة Fe^{2+}.

4 - معادلة التفاعل:

- الأكسدة عند الأنود $\ominus$: $Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$
- الاختزال عند الكاثود $\oplus$: $Sn^{2+} + 2e^- \rightarrow Sn$
- معادلة التفاعل: $Fe + Sn^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Sn$

1.5 - عدد الإلكترونات:

لدينا العلاقة: $Q = I.\Delta t$

حيث Q تمثل الشحنة المحمولة من طرف العدد N للإلكترونات الذي اجتاز مقطع السلك خلال المدة Δt.

$$Q = |N(-e)| = Ne$$

$$N = \frac{Q}{e} = \frac{I.\Delta t}{e}$$

يشير الأمبيرمتر إلى الشدة: $I = 87mA$

$$N = \frac{87.10^{-3}.3600}{1,6.10^{-19}} = 1,95.10^{21}$$

2.5 - حساب Δm:

الالكترود الذي تزايدت كتلته هو الكاثود Sn حيث حدث عنده توضع فلزي نتيجة اختزال الأيونات Sn^{2+}:

باستعمال الجدول الوصفي للاختزال:

$$Sn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Sn$$

نكتب: $x = \frac{n(e^-)}{2} = n(Sn)$

ومنه: $n(e^-) = 2.n(Sn)$

$$\frac{N}{N_A} = 2.\frac{m(Sn)}{M(Sn)}$$

$m(Sn)$: الكتلة المتوضعة وتمثل الفرق:

$$m_f(Sn) - m_i(Sn)$$

$$m(Sn) = \frac{1}{2}\frac{N}{N_A}.M(Sn)$$

$$m(Sn) = \frac{1}{2}.\frac{1,95.10^{21}}{6,02.10^{23}}.118,7 \simeq 192mg$$

تمرين 3

- ننجز العمود ذا الرمز الاصطلاحي التالي: $Zn_{(s)} / Zn^{2+}_{(aq)} // Pb^{2+}_{(aq)} / Pb_{(s)}$

تركيز الأيونات الفلزية في كل من المحلولين: $C = [Zn^{2+}]_i = [Pb^{2+}]_i = 0,1mol/L$

حجم كل محلول $v=50mL$

نعتبر أن الإلكترودين سميكان بما فيه الكفاية:

Moutamadris.ma

التحولات التلقائية في الاعمدة

1 – حدد معادلة نصف التفاعل في كل مقصورة، ثم استنتج معادلة التفاعل الحاصلة في العمود.

2 – أنجز الجدول الوصفي لتقدم التفاعل محدداً المتفاعل المحد.

3 – علماً أن ثابتة التوازن K المقرونة بتفاعل العمود تساوي $4,6.10^{20}$:

1.3 – حدد ما إذا كان التفاعل تاماً أم محدوداً.

2.3 – استنتج نسبة التقدم النهائي للتفاعل.

4 – احسب كمية الكهرباء التي تجتاز الدارة بين لحظة اشتغال العمود ولحظة توقفه.

5 – ما المدة الزمنية التي يمكن للعمود أن يزود خلالها دارة كهربائية بتيار شدته ثابتة $10mA$؟

6 – احسب تركيز الأيونات الفلزية عندما يتوقف العمود عن الاشتغال.

معطيات: $\mathscr{F} = 96500C/mol$

الحـل

1 – معادلة التفاعل:

يتبين من الرمز الاصطلاحي للعمود أن الإلكترود الموجب هو Pb، وعنده يطرأ الاختزال:

$$\ominus \quad Zn/Zn^{2+}//Pb^{2+}/Pb \quad \oplus$$

$$(1) \quad Pb^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb$$

ويلعب الإلكترود Zn دور الفصل السالب، وعنده تطرأ الأكسدة:

$$(2) \quad Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

بجمع المعادلتين (1) و(2):

$$Zn + Pb^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Pb$$

2 – الجدول الوصفي:

نلاحظ من خلال المعطيات أن المتفاعل Zn يوجد بكمية وافرة لأن الإلكترود سميك بما فيه الكفاية، إذن المتفاعل المحد هو الأيونات Pb^{2+}

التقدم x	$n(Pb)$	$n(Zn^{2+})$	$n(Pb^{2+})$	$n(Zn)$	كميات المادة
0	وفير			وفير	الحالة البدئية
x	وفير	$cV+x$	$cV-x$	وفير	الحالة البسيطة
x_f	وفير	$cV+x_f$	0	وفير	الحالة النهائية

1.3 – طبيعة التفاعل:

الثابتة K المقرونة بالتفاعل كبيرة جدا، حيث: $K > 10^4$، إذن التفاعل يعتبر تاماً.

2.3 – استنتاج τ:

بما أن التفاعل تام فإن نسبة تقدمه تقارب 100%، ومنه: $\tau = 1$

4 – كمية الكهرباء:

لدينا العلاقة: $Q = n(e^-).\mathscr{F}$

$Pb^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb$		
كميات المادة	$n(Pb^{2+})$	$n(e^-)$
الحالة البدئية	cV	
بعد المدة Δt	$cV-x$	$2x$

باستعمال الجدول الوصفي لهذا الاختزال، نكتب:

$$x = \frac{n(e^-)}{2} = n(Pb^{2+})$$

حيث $n(Pb^{2+})$ كمية مادة Pb^{2+} الداخلة في التفاعل منذ غلق الدارة إلى لحظة توقف العمود.

إذن: $n(Pb^{2+}) = n_i(Pb^{2+})$

$= CV$

وبالتالي: $n(e^-) = 2CV$

إذن: $Q = 2.C.V.\mathscr{F}$

ت.ع: $Q = 2.\ 0,1.\ 50.10^{-3}.\ 96500$

$Q = 965\ C$

Moutamadris.ma

5- حساب المدة Δt :

لدينا العلاقة: $Q = I.\Delta t$

إذن: $\Delta t = \frac{Q}{I}$

ت.ع: $\Delta t = \frac{965}{10.10^{-3}} = 96500s \simeq 26h\ 48mn$

$\Delta t \simeq 1j\ 2h\ 48mn$

6- حساب التراكيز النهائية :

لدينا: $x_f = cV$

ولدينا من الجدول الوصفي: $n_f(Zn^{2+}) = cV + x_f$

إذن: $n_f(Zn^{2+}) = 2cV$

$[Zn^{2+}]_f = \frac{2cV}{V} = 2c$

$[Zn^{2+}]_f = 2c = 0,2mol/L.$

و $[Pb^{2+}] = 0$

تمرين 4

نعتبر العمود المكون من نصفي العمودين $Ag^+_{(aq)}/Ag_{(s)}$ و $Cu^{2+}_{(aq)}/Cu_{(s)}$

يحتوي نصف كل عمود على حجم $V=100mL$ من محلول تركيزه المولي $C=0,100mol.L^{-1}$ لكل من Ag^+ و Cu^{2+}

يمر التيار الكهربائي خارج العمود من إلكترود الفضة نحو إلكترود النحاس.

1- أعط التبيانة، ثم التمثيل الاصطلاحي للعمود.

2- عين، معللا جوابك، التفاعل الذي يحدث عند كل إلكترود أثناء اشتغال العمود.

3- اكتب معادلة التفاعل الذي يحدث داخل العمود أثناء اشتغاله.

4- علما أن هذا العمود يمرر تيارا كهربائيا شدته $I=80mA$ خلال مدة $\Delta t = 1h$ ؛

1.4- احسب كمية الكهرباء الممررة خلال هذه المدة.

2.4- استنتج كمية مادة الإلكترونات التي نقلت هذه الكمية من الكهرباء.

3.4- احسب تغير كتلة إلكترود الفضة والتركيز النهائي للأيونات Ag^+.

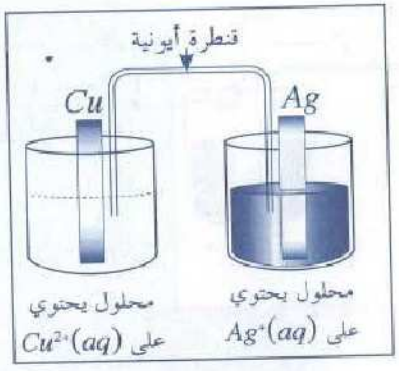
4.4- حدد التركيز النهائي للأيونات Cu^{2+} وتغير كتلة النحاس.

نعطي: $M(Cu)=63,5g.mol^{-1}$ ؛ $M(Ag)=108g.mol^{-1}$ وثابتة فرداي: $F=9,65.10^4C.mol^{-1}$

الحل

1 - تبيانة العمود ورمزه الاصطلاحي :

التبيانة:



الرمز أو التمثيل الاصطلاحي:

$$Cu_{(s)}/Cu^{2+}_{(aq)}\ //\ Ag^+_{(aq)}/Ag_{(s)}$$

2 - التفاعل عند كل إلكترود :

بما أن التيار الكهربائي يمر (عند غلق الدارة) من إلكترود الفضة نحو إلكترود النحاس، فإن الإلكترونات تمر في المنحى المعاكس، مما يعني أن:

- الإلكترونات تغادر صفيحة النحاس، وهي مقر الأكسدة التالية: (1) $Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

- وتصل إلى إلكترود الفضة، وهي مقر الاختزال التالي: (2) $Ag^+ + e^- \longrightarrow Ag$

3 - معادلة التفاعل داخل العمود :

من (1) و(2) لدينا:

$$Cu + 2Ag^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2Ag$$

1.4- حساب Q:

$$Q = I.\Delta t = 80.10^{-3}.3600 = 288C$$

2.4- كمية مادة الإلكترونات:

لدينا العلاقة: $Q = n(e^-).\mathcal{F}$

$$n(e^-) = \frac{Q}{\mathcal{F}} = \frac{288}{96500} \simeq 3.10^{-3}mol$$

Moutamadris.ma

3.4- حساب تغير إلكترود الفضة وتركيز Ag^+:

نستعمل الجدول الوصفي للتفاعل عند إلكترود الفضة:

	$Ag^+ + 1e^- \longrightarrow Ag$			$n(e^-)$
الحالة البدئية	$n_i(Ag^+)=CV$		$n_i(Ag)$	
Δt بعد المدة	$CV-x$		$n_i(Ag)+x$	x

كمية مادة الفضة Ag بعد المدة Δt هي:

$$n_f(Ag)=n_i(Ag)+x$$

وحيث إن: $n(e^-)=x$ ، فإن: $n_f(Ag)=n_i(Ag)+n(e^-)$

إذن:

$$\frac{m_f(Ag)}{M(Ag)}=\frac{m_i(Ag)}{M(Ag)}+n(e^-)$$

$$\frac{m_f(Ag)-m_i(Ag)}{M(Ag)}=n(e^-)$$

تغير كتلة الفضة هو:

$$\Delta m(Ag)=m_f(Ag)-m_i(Ag)=M(Ag).n(e^-)$$

$$\Delta m(Ag)=108.3.10^{-3}=0,324g$$

- تركيز الأيونات Ag^+:

من نفس الجدول السابق لدينا:

$$n_f(Ag^+)=CV-x=CV-n(e^-)$$

إذن:

$$[Ag^+]_f=\frac{CV-n(e^-)}{V}=C-\frac{n(e^-)}{V}$$

$$[Ag^+]=0,1-\frac{3.10^{-3}}{100.10^{-3}}=0,097mol.L^{-1}$$

$$=9,7.10^{-2}mol.L^{-1}$$

4.4- تركيز الأيونات Cu^{2+} وتغير كتلة إلكترود النحاس:

نستعمل نفس الطريقة السابقة بالاعتماد على الجدول الوصفي للأكسدة:

	$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$			$n(e^-)$
$t=0$	$n_i(Cu)$	CV		
Δt بعد المدة	$n_f(Cu)=n_i(Cu)-x'$	$CV+x'$		$2x'$

- تركيز Cu^{2+} بعد المدة Δt من اشتغال العمود:

$$n_f(Cu^{2+})=CV+x'=CV+\frac{n(e^-)}{2}$$

$$[Cu^{2+}]_f=C+\frac{n(e^-)}{2V}$$

$$[Cu^{2+}]_f=0,1+\frac{3.10^{-3}}{2.0,1}=0,115mol/L$$

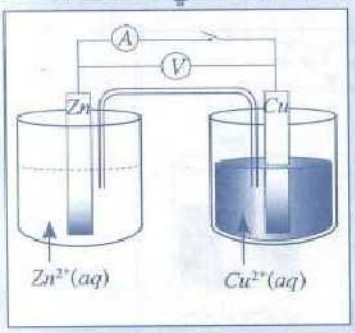
- تغير كتلة إلكترود النحاس:

$$\Delta m(Cu)=m_f(Cu)-m_i(Cu)$$
$$=(n_f-n_i).M(Cu)$$
$$=-x'.M(Cu)$$
$$=-\frac{n(e^-)}{2}.M(Cu)$$
$$=-\frac{3.10^{-3}}{2}.63,5$$
$$=-95,25.10^{-3}g$$

تتناقص كتلة إلكترود النحاس ب $95,25mg$ خلال المدة Δt من اشتغال العمود.

تمرين 5

ننجز عمود دانييل انطلاقاً من المحلولين $Cu^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$ و $Zn^{2+}_{(aq)} + SO^{2-}_{4(aq)}$، لهما التركيز البدئي $C=1mol.L^{-1}$ نفسه والحجم $V=50ml$ نفسه.



نقيس التوتر بين الإلكترودين فنجد $E=1,1V$.

نغلق الدارة عند لحظة $t=0$، نترك العمود يشتغل وعند لحظة t نلاحظ أن الفولتمتر أصبح يشير إلى القيمة $U_{Cu/Zn}=0,4V$، وفي اللحظة نفسها يصبح تركيز أيونات النحاس II هو: $0,8mol.L^{-1}$

1 - حدد قطبية العمود وأعط رمزه الاصطلاحي.

2 - احسب شدة التيار المار في الدارة.

3 - حدد المقاومة الداخلية للعمود.

4 - باعتبار محلول كبريتات النحاس II محداً للتفاعل، عبر بدلالة I,V,C و$\mathcal{F}$ عن المدة t_{max} اللازمة لتفريغ العمود، احسب t_{max}

5 - حدد نسبة تقدم التفاعل داخل العمود عند اللحظة t.

Moutamadris.ma

6 – احسب تغير كتلة كل إلكترود عند اللحظة t.

7 – احسب التركيز المولي لأيونات الزنك عند اللحظة t.

معطيات: $R = 4\Omega$ ، $M(Zn)=65,4\ g.mol^{-1}$ ، $\mathcal{F}=N_A.e=96500C$ ، $M(Cu)=63,5g.mol^{-1}$

الحـل

1- رمز العمود:

يتكون العمود من المزدوجتين Cu^{2+}/Cu و Zn^{2+}/Zn.

نحدد أولاً قطبية العمود انطلاقا من المعطيات، حيث

لدينا: $U_{Cu/Zn}=0,4V$

يعني: $U_{Cu/Zn}=V_{Cu}-V_{Zn}>0$

إذن Cu هو الإلكترود ذو الجهد الأعلى.

وبالتالي: $\ominus\ Zn|Zn^{2+}//Cu^{2+}|Cu\ \oplus$

2- شدة التيار:

باعتبار الموصل الأومي لدينا: $U = R.I$

ولدينا: $U = U_{Cu/Zn} = U_{PN}$

ومنه: $I = \dfrac{U_{Cu/Zn}}{R}$

ت.ع: $I = \dfrac{0,4}{4}$

$I = 0,1A$

3- مقاومة العمود:

حسب قانون أوم: $U_{PN} = E - rI$

إذن: $r = \dfrac{E - U_{PN}}{I}$

$r = \dfrac{1,1 - 0,4}{0,1} = 7\Omega$

4- حساب t_{max}:

الأكسدة عند الأنود: (1) $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

الاختزال عند الكاثود: (2) $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$

معادلة التفاعل: $Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

تحديد كمية المادة القصوى للإكترونات المنتقلة في الدارة.

لدينا من المعادلة (2): $n(e)_{max} = 2.n_o(Cu^{2+})$

$= 2\ .\ CV$

كمية الكهرباء القصوى التي تحملها هذه الإلكترونات هي: $Q_{max} = n(e^-)_{max}.\mathcal{F}$

ولدينا العلاقة: $Q_{max} = I.t_{max}$

إذن: $t_{max} = n(e^-)_{max}.\dfrac{\mathcal{F}}{I}$

$t_{max} = 2.\dfrac{CV.\mathcal{F}}{I}$

$t_{max} = 2.\dfrac{1,0,05.96500}{0,1} = 96500s \simeq 26,8h$

5- تحديد نسبة التقدم τ:

نعتبر الجدول الوصفي لتطور المجموعة:

$Cu^{2+} + Zn \longrightarrow Cu + Zn^{2+}$

حالة المجموعة	التقدم $x(mol)$	$n(Cu^{2+})$	$n(Zn)$	$n(Cu)$	$n(Zn^{2+})$
عند $t=0$	0	CV			CV
عند $t>0$	x	$CV-x$	$n_i(Zn)-x$	$n_i(Cu)+x$	$CV+x$
لحظة التفريغ النهائي	x_f	$CV-x_f=0$	$n_i(Zn)-x_f$	$n_i(Cu)+x_f$	$CV+x_f$

$\tau = \dfrac{x}{x_f} = \dfrac{x}{CV}$

تركيز الأيونات Cu^{2+} المتبقية عند اللحظة $[Cu^{2+}] = 0,8mol.L^{-1}: t$

كمية مادة Cu^{2+} المتبقية عند هذه اللحظة هي:

$n(Cu^{2+}) = [Cu^{2+}]V$

ومن الجدول لدينا العلاقة: $n(Cu^{2+}) = CV-x$

إذن: $x = CV - n(Cu^{2+}) = CV - [Cu^{2+}]V$

وبالتالي: $\tau = \dfrac{CV - [Cu^{2+}]v}{CV}$

$\tau = 1 - \dfrac{[Cu^{2+}]}{C}$

ت.ع: $\tau = 1 - \dfrac{0,8}{1} = 0,2 = 20\%$

Moutamadris.ma

6 - تغير كتلة الإلكترودين:

- إلكترود النحاس: لدينا حسب الجدول الوصفي:

$$n_f = n_i + x$$
$$\Delta n = n_f - n_i = x$$
$$\frac{\Delta m}{M} = x$$
$$\Delta m(Cu) = x.M(Cu) = V(C - [Cu^{2+}]).M(Cu)$$

ت.ع: $\Delta m(Cu) = 50.10^{-3}(1 - 0,8).63,5$

$$\Delta m(Cu) = 635mg$$

تتزايد كتلة هذا الإلكترود ب $635mg$

- إلكترود الزنك:

$$n_f = n_i - x$$
$$\Delta n = n_f - n_i = -x$$
$$\frac{\Delta m}{M} = -x$$

إذن:

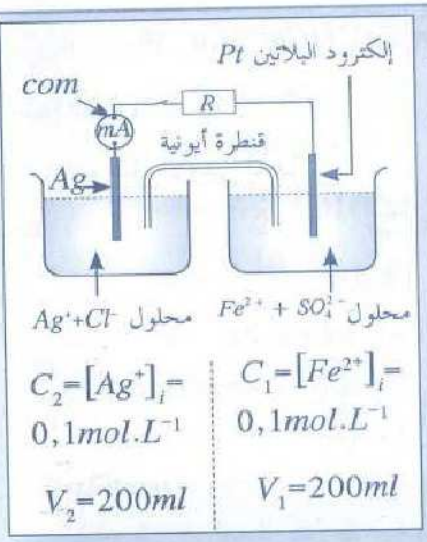
$$\Delta m(Zn) = -x.M(Zn)$$
$$\Delta m(Zn) = -V(Cu - [Cu^{2+}]).M(Zn)$$
$$\Delta m(Zn) = -50.10^{-3}(1 - 0,8).65,4$$
$$= -654mg$$

يفقد إلكترود الزنك $654\ mg$ من كتلته.

تمرين 6

تمثل التبيانة عموداً تتدخل في اشتغاله المزدوجتان Ag^+/Ag و Fe^{3+}/Fe^{2+}

نغلق الدارة عند لحظة $t=0$، فيمر فيها تيار كهربائي شدته ثابتة، وذلك نتيجة حدوث تفاعل كيميائي ثابتة التوازن المقرونة بمعادلته هي $K=3,16$.



1 - اكتب، معللاً جوابك، معادلة التفاعل.

2 - تحقق أن المجموعة توجد خارج حالة التوازن عند اللحظة $t=0$

3 - ما دور إلكترود البلاتين؟ وما الفائدة من استعمال البلاتين بدل فلز آخر مثل Zn.

4 - نترك العمود ينفرغ، وعند لحظة t_f يصبح تركيب الخليط كالتالي:

$$[Ag^+]_f=9,25.10^{-2}mol.L^{-1}$$
$$[Fe^{2+}]_f=2,55.10^{-2}mol.L^{-1}$$
$$[Fe^{3+}]_f=7,45.10^{-2}mol.L^{-1}$$

1.4 - بين أن العمود يتوقف عن الاشتغال عند اللحظة t_f.

2.4 - احسب نسبة التقدم النهائي للتفاعل.

3.4 - احسب كتلة الفضة المتوضعة.

نعطي: $M(Ag)=108g.mol^{-1}$

الحل

1 - معادلة التفاعل:

نلاحظ أن الأمبيرمتر مركب في الدارة بحيث قطبه السالب (COM) مرتبط بإلكترود البلاتين الذي يلعب الدور الإلكترود $\ominus$. منحى التيار يتم من إلكترود الفضة

Moutamadris.ma

⊕ نحو إلكترود البلاتين ⊖، وهكذا يكون منحى حركة الإلكترونات هو المنحى المعاكس.

مصدر الإلكترونات هو أكسدة Fe^{2+}:

$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + 1e^-$$

عند الكاثود: $Ag^+ + 1e^- \longrightarrow Ag$

معادلة التفاعل: $Fe^{2+} + Ag^+ \longrightarrow Fe^{3+} + Ag$

2 - حالة المجموعة:

خارج التفاعل عند الحالة البدئية:

$$Q_{ri} = \frac{[Fe^{3+}]_i}{[Fe^{2+}]_i[Ag^+]_i}$$

$[Fe^{3+}]_i = 0$، إذن: $Q_{ri} = 0$

لدينا إذن: $Q_{ri} < K$

مما يعني أن المجموعة لا توجد في حالة توازن.

بحيث تتطور تلقائياً وفق منحى المعادلة السابقة.

3 - دور سلك البلاتين:

يلعب هذا الإلكتـــرود دور ممر تعبره الإلكترونات من محلول Fe^{2+} إلى خارج الدارة.

يتم اســـتعمال البلاتين عوض فلز آخـــر لأنه غير قابل للأكسدة، عكس الفلزات Fe, Al, Zn... التي تتأكسد من طرف أيونات الأيونات Ag^+

1.4 - توقف اشتغال العمود:

لنحسب خارج التفاعل عند اللحظة t_f.

$$Q_{rf} = \frac{[Fe^{3+}]_f}{[Fe^{2+}]_f[Ag^+]_f}$$

$$Q_{rf} = \frac{7,45.10^{-2}}{[2,55.10^{-2}.9,25.10^{-2}]} = 3,16 = K$$

توجد المجموعة عند حالة توازن كيميائي، وهذا يعني أنها لا تتطور، مما يؤدي إلى توقف حركة الإلكترونات وانعدام شدة التيار.

2.4 - نسبة التقدم النهائي:

لدينا حسب تعبير نسبة التقدم τ: $\tau = \frac{x_f}{x_{max}}$

نستعمل الجدول الوصفي لتقدم التفاعل:

$$Fe^{2+} + Ag^+ \longrightarrow Fe^{3+} + Ag$$

الحالة المجموعة	التقدم x	$n_0(Fe^{2+})$	$n_0(Ag^+)$	$n_0(Fe^{3+})$	$n_0(Ag)$
الحالة البدئية	0	c_1v_1	c_2v_2	0	$n_0(Ag)$
الحالة النهائية	x	c_1v_1-x	c_2v_2-x	x	$n_0(Ag)+x$
حالة التوازن	x	$[Fe^{2+}]_f v_1$	$[Ag^+]_f v$	$[Fe^{3+}]_f$	$n_0(Ag)+x_f$

لدينا عند التوازن:

$$x_f = n_f(Fe^{3+})$$
$$= [Fe^{3+}]_f.v_1$$
$$x_f = 7,45.10^{-2}.0,2$$
$$x_f = 1,49.10^{-2}mol.$$

- حساب x_{max}:

نحدد المتفاعل المحد:

$$\frac{n_0(Fe^{2+})}{1} = c_1v_1 = 0,1.0,2 = 2.10^{-2}mol$$

$$\frac{n_0(Ag^+)}{1} = c_2v_2 = 0,1.0,2 = 2.10^{-2}mol.$$

الخليط إذن تناسبي.

$x_{max} = 2.10^{-2}mol.$

إذن: $\tau = \frac{x_f}{x_{max}} = \frac{1,49.10^{-2}}{2.10^{-2}}$

$\tau = 74,5\%$

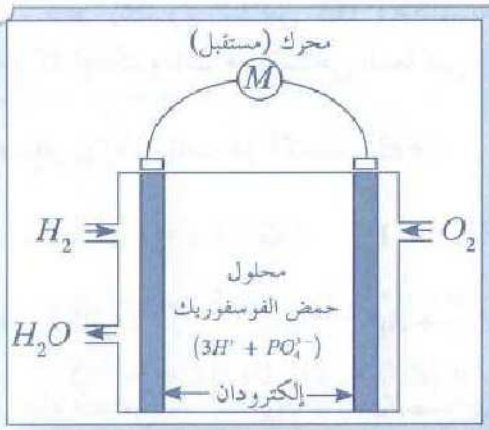
3.4 - كتلة الفضة المتوضعة:

$$n(Ag) = x_f$$
$$m(Ag) = x_f M(Ag)$$
$$m(Ag) = 1,49.10^{-2}.108 = 1,6g$$

Moutamadris.ma

التحولات التلقائية في الاعمدة

تمرين 7



يمثل الشكل جانبه تبيانة عمود كهركيميائي يعتمد مبدأه على التفاعل بين الغازين H_2 وO_2، ويسمى هذا النوع من الأعمدة بالعمود ذا محروق "*Pile à combustible*"، يتم تزويد خلية التفاعل داخل هذا العمود بصبيب من الغازين H_2 وO_2 ويتم التخلص من الماء الناتج خارج العمود.

ويعتبر التفاعل ناشرا لحرارة مهمة. المزدوجتان الداخلتان في التفاعل هما: $H^+_{(aq)}/H_{2(g)}$ و $O_{2(g)} / H_2O_{(l)}$

1 – عين منحى حركة حملة الشحن خارج العمود.

2 – اكتب معادلة كل من الأكسدة والاختزال وكذا المعادلة الحصيلة المنمذجة للتفاعل داخل العمود خلال اشتغاله.

3 – ما دور محلول حمض الفوسفوريت (H_3PO_4)

4 – يمثل غاز الهيدروجين "المحروق"، علل هذه التسمية.

5 – بَيّنت بعض الدراسات أنه لو تم تعويض البنزين بهذا العمود لتشغيل محرك سيارة فإن كتلة قيمتها $600g$ من غاز الهيدروجين تمكن السيارة من قطع $100km$ بدل $8L$ من البنـــزين.

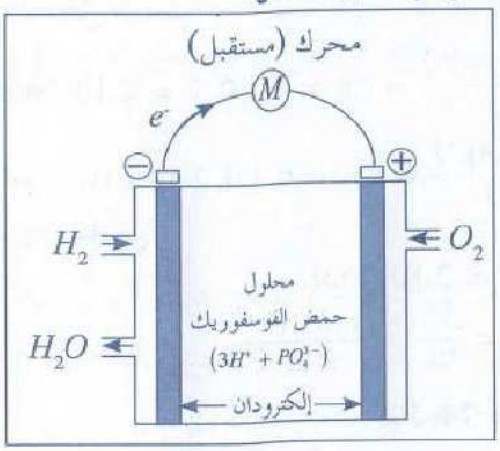
1.5 – باعتبار الشروط العادية لدرجة الحرارة والضغط $(25^\circ C$ و$1atm)$، احسب حجم الغاز H_2 اللازم لكي تقطع السيارة المسافة $100km$.

2.5 – استنتج بعض أسباب الاستغناء في الوقت الراهن عن هذا النوع من الأعمدة.

معطيات: $R=0,082L\ atm.mol^{-1}.k^{-1}$ $M(H)=1\ g.mol^{-1}$ $M(O)=16g.mol^{-1}$

الحـل

1 – منحى حركة حملة الشحن:



تنتقـــل الإلكترونات خـــارج العمود مـــن الأنود إلى الكاثود.

2 – معادلة التفاعل:

الأكسدة عند الأنود: $H_{2(g)} \longrightarrow 2H^+_{(aq)} + 2e^-$

الاختزال عند الكاثود:

$$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$$

معادلة التفاعل: $2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$

3 – دور حمض الفوسفوريك:

نلاحظ أن اختزال غاز الأوكســـجين O_2 يتطلب وجود الأيونـــات H^+ التي يوفرها محلـــول حمضي كحمض الفوسفوريك.

4 – الغاز المحروق:

يبدو التفاعل الحصيلة وكأنـــه احتراق، وبما أن تفاعل الغاز H_2 مع الأوكســـجين ناشـــر للحرارة فإنه يشـــبه تفاعلات احتراق الهيدروالمحروقات الأخرى كالهيدو كربورات مثلاً، لذا نقول إن H_2 عبارة عن محروق.

Moutamadris.ma

1.5 - حجم الهيدروجين:

تتطلب المسافة $100km$ تزويد السيارة بالكتلة m $= 600\ g$ من الغاز H_2. لنحسب حجم هذه الكمية من الغاز في الشروط العادية، وذلك باعتبار H_2 غازا كاملاً:

$$PV = nRT$$

$$V = n.\frac{RT}{P} = \frac{m}{M(H_2)}.\frac{RT}{P}$$

ت.ع:

$$= \frac{600}{2.}\ \frac{0,082.298}{1}$$

$$= 7,33.10^3 L$$

2.5 - سبب الاستغناء عن العمود:

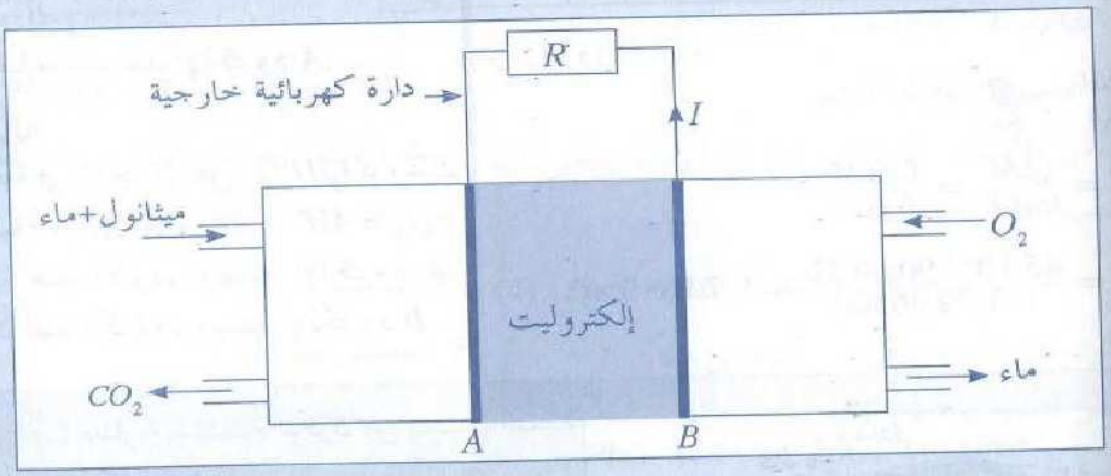
مقارنة مع حجم سيارة، يعتبر الحجم الكبير للغاز H_2 عائقاً كبيرا لعدم تداول هذا العمود.

تمرين 8

يتطرق هذا التمرين إلى دراسة عمود ذي محروق (*pile à combustible*) باستعمال الميثانول.

يتكون هذا العمود من مقصورتين، يفصل بينهما إلكتروليت يلعب دور القنطرة الأيونية، وإلكترودين A و B.

عند اشتغال العمود يتم تزويده بالميثانول السائل وغاز ثنائي الأوكسجين. (انظر الشكل)



المعطيات:

- ثابتة فاراداي: $F=96500C.mol^{-1}$
- الكتلة الحجمية للميثانول السائل: $\rho = 0,79g.cm^{-3}$
- الكتلة المولية للميثانول: $M(CH_3OH)=32g.mol^{-1}$
- المزدوجتان (مختزل/مؤكسد) المتدخلتان في هذا التحول هما: $(O_{2(g)}/H_2O_{\ell})$ و $(CO_{2(g)}/CH_3OH_{\ell})$.

خلال اشتغال العمود، يحدث عند أحد الإلكترودين تحول ننمذجه بالمعادلة الكيميائية التالية:

$$CH_3OH + H_2O \longrightarrow CO_2 + a.H^+ + b.e^-$$

1- حدد المعاملين a و b.

2- عيّن، من بين الإلكترودين A و B، الإلكترود الذي يحدث عنده هذا التفاعل. علل الجواب.

3- اكتب المعادلة المنمذجة للتحول الحاصل عند الإلكترود الآخر، وأعط اسمي الإلكترودين A و B.

4- يزود العمود الدارة الخارجية بتيار كهربائي شدته $I=45mA$ خلال مدة زمنية $\Delta t = 1h30\,\text{min}$ من اشتغال.

حدد الحجم V للميثانول المستهلك خلال Δt.

عن الامتحان الوطني الموحد للبكالوريا – الدورة العادية 2010

شعبة العلوم التجريبية – مسلك العلوم الفيزيائية

Moutamadris.ma

الحل

1 - تحديد a وb:

$$CH_3OH + H_2O \longrightarrow CO_2 + a.H^+ + b.e^-$$

موازنة المعادلة:

- انحفاظ العنصر H: $a=6$.
- انحفاظ الشحنة: $0=+6+b(-1)$

إذن: $b=6$

2 - تعيين الإلكترود الذي يحدث عنده التفاعل:

التفاعل السابق عبارة عن أكسدة يتم خلالها تحرير إلكترونات.

انطلاقا من منحى التيار الكهربائي نلاحظ أن الإلكترونات تتحرك من A نحو B.

إذن: الأكسدة السابقة تتم عند الإلكترود A.

3 - معادلة الاختزال:

المزدوجة المتدخلة في الاختزال هي: O_2/H_2O، وذلك وفق المعادلة التالية: $O_2 + 4H^+ + 4e^- \longrightarrow 2H_2O$

الأكسدة تحدث عند الأنود، ويمثله الإلكترود A، والاختزال يحدث عند الكاثود، ويمثله الإلكترود B.

4 - حجم الميثانول المستهلك:

كمية المادة n للميثانول المستهلكة خلال المدة Δt:

(1) $n = \frac{m}{M} = \rho\frac{V}{M}$

M: الكتلة المولية للميثانول وρ كتلته الحجمية.

وانطلاقا من جدول معادلة الأكسدة:

(2) $n = n_i - n_f = x = \frac{n(e^-)}{6} = \frac{Q}{6F}$

$CH_3OH + H_2O \longrightarrow CO_2 + 6H^+ + 6e^-$		$n(e^-)$
n_i		
$n_f=n_i-x$		$6x$

من (1) و(2) لدينا:

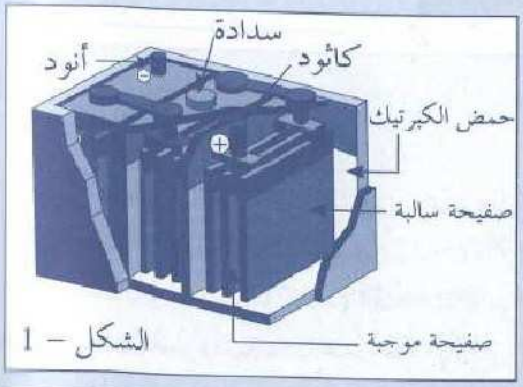
$$\frac{\rho V}{M} = \frac{Q}{6F}$$

$$V = \frac{Q.M}{6.\rho.F} = \frac{I.\Delta t.M}{6.\rho.F}$$

$$V = \frac{45.10^{-3}.90.60.32}{6.0,79.96500} = 1,7.10^{-2}cm^3$$

تمرين 9

يمثل الشكل - 1 بطارية سيارة تتكون من ست أعمدة متوالية، يعتمد مبدأ كل منها على المزدوجتين: Pb^{2+}/Pb و PbO_2/Pb^{2+}



الشكل - 1

ويمثل الشكل - 2 تبيانة أحد هذه الأعمدة، يفصل بين الإلكترودين محلول مركز لحمض الكبريتيك $(2H^+ + SO_4^{2-})$

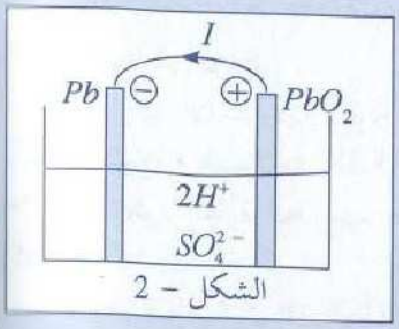
1 - اكتب معادلة التحول الذي يحدث على مستوى كل إلكترود خلال اشتغال البطارية كمولد.

2 - استنتج حصيلة التفاعل بين المزدوجتين السابقتين.

3 - خلال اشتغال البطارية تترسب كبريتات الرصاص $PbSO_{4(s)}$ على كل من الإلكترودين.

بين أن حصيلة التفاعل تكتب كالتالي:

$$PbO_{2(s)} + Pb_{(s)} + 2(2H^+, SO_4^{2-})_{(aq)} \longrightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$$



الشكل - 2

4 - يعتبر حمض الكبريتيك محددا للتفاعل في البطاريات.

بين أن سعة البطارية Q تتناسب اطرادا مع الكتلة البدئية m_0 لهذا الحمض.

5 - احسب الكتلة m_0 اللازمة لإنجاز بطارية سعتها تساوي $40A.h$.

معطيات: $M(H_2SO_4)=98g/mol$ $\mathscr{F}=96500\ C/mol$

Moutamadris.ma

الحل

1 - الأكسدة والاختزال:

لدينا المزدوجتين: Pb^{2+}/Pb و PbO_2/Pb^{2+}

يتبين من خلال الشكل 2 أن الأكسدة تطرأ على الفلز Pb:

(1) $Pb \longrightarrow Pb^{2} + 2e^{-}$

ويحدث اختزال PbO_2:

(2) $PbO_2 + 4H^{+} + 2e^{-} \longrightarrow Pb^{2+} + 2H_2O$

الأيونات H^{+} متوفرة بفضل وجود حمض الكبريتيك.

2 - التفاعل الحصيلة:

(3) $Pb + PbO_2 + 4H^{+} \longrightarrow 2Pb^{2+} + 2H_2O$

3 - الحصيلة النهائية للتفاعل:

تتفاعل الأيونات الناتجة Pb^{2+} مع أيونات الكبريتات حسب المعادلة التالية:

(4) $Pb^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow PbSO_4(s)$

يتكون هذا الراسب على الإلكترودين معاً.

بانجاز العملية 2×(4)+(3) لدينا

$Pb + PbO_2 + 44^{+} + 2SO_4^{2-} + 2Pb^{2+} \rightarrow$

$2Pb^{2+} + 2H_2O + 2PbSO_{4(s)}$

$PbO_{2(s)} + Pb_{(s)} + 2(2H^{+}, SO_4^{2-})_{aq} \rightarrow$

$2PbSO_{4(s)} + 2H_2O$

4 - تعبير Q بدلالة m_0:

يعبر عن سعة العمود بالعلاقة: $Q = n(e^{-}).\mathcal{F}$

حيث $n(e^{-})$ كمية مادة الإلكترونات القصوية التي ينتجها العمود.

وباعتبار الجدول الوصفي للاختزال، لدينا:

$$x = \frac{n(e^{-})}{2} = \frac{n(H^{+})}{4}$$

$$n(e^{-}) = \frac{n(H^{+})}{2}$$

ومن صيغة محلول حمض الكبريتيك: $2H^{+} + So_4^{2-}$ نكتب:

$$\frac{n(H^{+})}{2} = \frac{n(2H^{+} + SO_4^{2-})}{1}$$

يعني: $$n(H^{+}) = 2n(H_2SO_4) = 2.\frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)}$$

حيث $m(H_2SO_4)$ هي كتلة حمض الكبريتيك المتفاعلة يعني m_0.

وهكذا نجد: $$Q = \frac{m_0}{M(H_2SO_4)}.\mathcal{F}$$

5 - حساب m_0:

لدينا من العلاقة السابقة: $$m_0 = \frac{Q.M(H_2SO_4)}{\mathcal{F}}$$

$Q = 40A.h$

$$m_0 = \frac{40.3600.98}{96500} = 136,2g$$

Moutamadris.ma