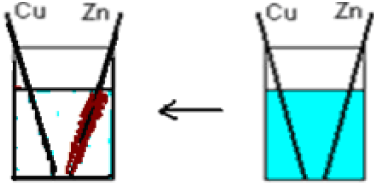


التحولات التلقائية في الأعمدة و تحصيل الطاقة

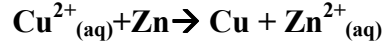
1. الانتقال التلقائي للإلكترونات بين فلز وأيون فلزي:



نصب في كأس حجما $V_1=40\text{ml}$ من كبريتات النحاس II تركيزه $C_1=0.2\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$ و حجما $V_2=40\text{ml}$ من كبريتات الزنك تركيزه $C_2=0.2\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$ ، ثم نغمر في المحلول صفيحة من الزنك و صفيحة من النحاس

نلاحظ تدريجيا توضع طبقة من النحاس على صفيحة الزنك و اختفاء اللون الأزرق المميز للمحلول

معادلة التفاعل الحاصل:



ثابتة التوازن المقرونة بهذا التفاعل: $K=1.9 \cdot 10^{37}$

لنحدد خارج التفاعل Q_r

$$[\text{Zn}^{2+}] = \frac{C_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2} = \frac{0.2 \times 0.40}{0.80} = 0.1 \text{mol}\cdot\text{l}^{-1} \quad \text{و} \quad [\text{Cu}^{2+}] = \frac{C_1 \cdot V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0.2 \times 0.40}{0.80} = 0.1 \text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$$

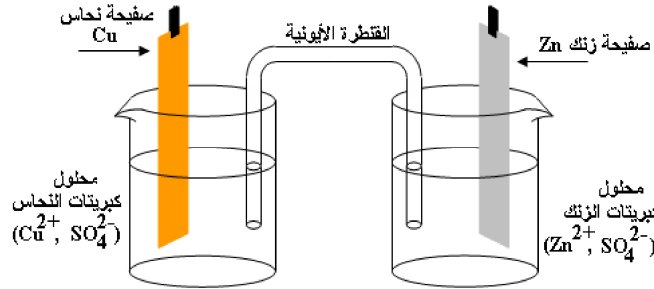
$$Q_r = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = \frac{0.1}{0.1} = 1 < K$$

و منه يتطور التفاعل في منحى زيادة قيمة Q_r أي في المنحى المباشر

خلال التفاعل تأكسدت ذرات الزنك إلى أيونات الزنك وفق نصف المعادلة: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$ ، بينما اختزلت أيونات النحاس وفق نصف المعادلة التالية: $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

2. الانتقال التلقائي للإلكترونات في عمود كهربائي:

2.1. وصف عمود دانييل:



يتكون عمود دانييل من:

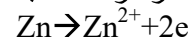
- مقصورتين أو نصفي عمود : الأولى تحتوي على صفيحة من الزنك مغمورة في محلول مائي لكبريتات الزنك و الثانية بها صفيحة من النحاس مغمورة في محلول كبريتات النحاس II ، تفصل بين المقصورتين قنطرة أيونية (إلكتروليتيكية) للحيلولة دون اختلاط المحلولين و من أجل تسهيل انتقال الأيونات بينهما .

- القنطرة الأيونية مكونة من محلول كلورور البوتاسيوم ($\text{K}^+ + \text{Cl}^-$)، تربط المحلولين دون أن يختلطا، و تلعب دور التوصيل الكهربائي بينهما.

2.2. اشتغال عمود دانييل:

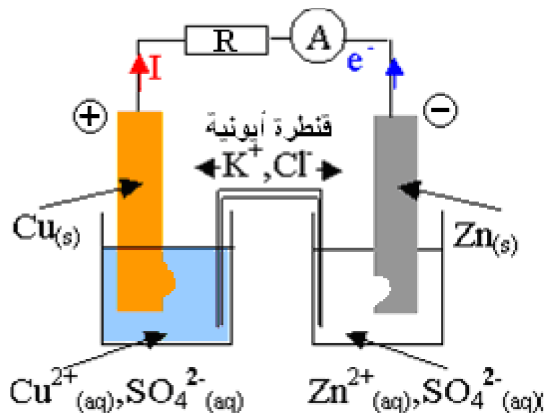
تنحرف إبرة الأمبير متر (أو الفولط متر) و منه يمر التيار الكهربائي عبر الدارة الخارجية من صفيحة النحاس نحو صفيحة الزنك، و بما أن الإلكترونات لها عكس منحى التيار الكهربائي، فهي تمر من صفيحة الزنك نحو صفيحة النحاس.

تحرر الإلكترونات بسبب أكسدة فلز الزنك، حسب نصف المعادلة:

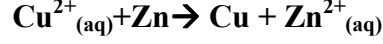


تستهلك الإلكترونات التي تصل إلى صفيحة النحاس على مستوى فلز - محلول

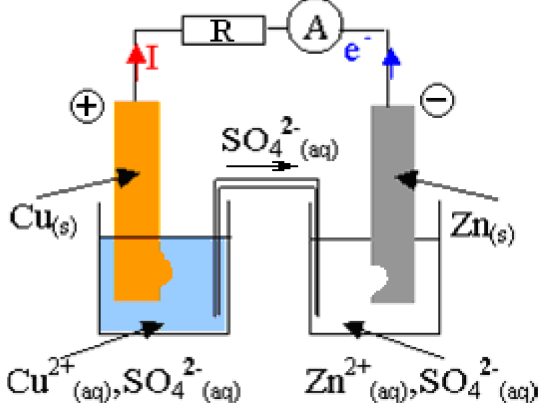
بسبب اختزال أيون النحاس II ، حسب نصف المعادلة $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$



خلال اشتغال العمود أكسدة فلز الزنك و اختزال أيونات النحاس II حدثان متلازمان، يعبر عنهما بالمعادلة:



قد حدث فعلا انتقال الإلكترونات من فلز Zn إلى أيونات النحاس II Cu^{2+} و هما في غير تماس مباشر. فالسلك الرابط بين الإلكترودين هو الذي يسمح بمرور الإلكترونات



ينتج دور القنطرة الأيونية في الرابط بين المحلولين دون أن يتماسا ، مع السماح بهجرة الأيونات لضمان الحيثال كهربائي للمحلول و مرور التيار الكهربائي. أثناء اشتغال العمود يتزايد تركيز الأيونات Zn^{2+} في محلول كبريتات النحاس II بينما يتناقص تركيز الأيونات Cu^{2+} فس محلول كبريتات الزنك، و للحفاظ على الحيثال الكهربائي تهاجر الأيونات SO_4^{2-} من محلول كبريتات النحاس نحو محلول كبريتات الزنك

يمثل همود دانييل بالتيبانية الاصطلاحية التالية:



مع Cu : القطب الموجب و Zn : القطب السالب

2.3. تعميم:

- يتكون العمود من نصفي عمود متصلين بقنطرة أيونية.
- يتكون كل نصف عمود من مختزل (غالبا الفلز M) و المؤكسد المرافق له (غالبا الأيون الفلزي M^{n+}).
- قنطرة أيونية تربط بين المحلولين
- التمثيل الاصطلاحي للعمود :



بجوار الكاثود (القطب الموجب) تحدث الاختزال الكاثودي: $\text{M}_2^{m+} + m.e \rightarrow \text{M}_2(\text{s})$

بجوار الأنود (القطب السالب) تحدث الأكسدة الأنودية: $\text{M}_1(\text{s}) \rightarrow \text{M}_1^{n+} + n.e$

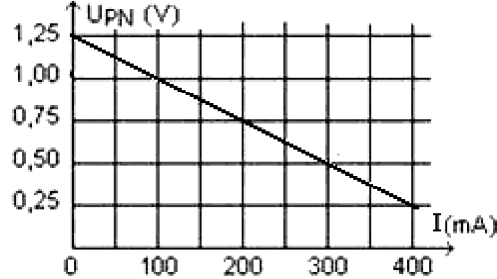
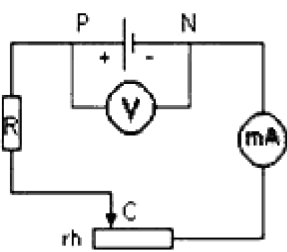


2.4. تفسير اشتغال العمود:

- يكون العمود، أثناء اشتغاله، في غير حالة التوازن.
- يمكن معيار التقدم (المقارنة بين Q_{ri} و K) من تحديد منحنى انتقال حملة الشحنة الكهربائية في العمود
- العمود عند التوازن، عمود مستهلك، لا يمكنه أن يولد أي تيار كهربائي. $Q_{ri}=K$ و $I=0$

2.5. مميزات العمود:

تعبير التوتر بين قطبي عمود $U_{PN}=E-r.I$



ملحوظة:

العوامل المؤثرة على القوة الكهرومحرركة E هي درجة الحرارة و تركيز الأيونات الفلزية

3. الدراسة الكمية للعمود:

3.1. كمية الكهرباء القصوية الممكن تمريرها من طرف عمود:

$1F=1N_A.e=96500C.\text{mol}^{-1}$: مول من الإلكترونات و يسمى بالفرادي

$$\text{كمية مادة الإلكترونات.} \quad n(\bar{e}) = \frac{N}{N_A} = \frac{Q}{N_A.e} = \frac{Q}{F} = \frac{I.\Delta t}{F}$$

$$Q=I.\Delta t=N.e$$

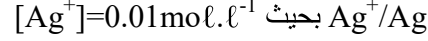
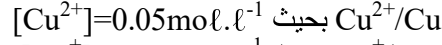
N: عدد الإلكترونات التي تجتاز مقطعا من دائرة كهربائية

ملحوظة:

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

3.2. تطبيق:

نصل بواسطة قنطرة أيونية نصفى العمودين التاليين:



تكتب معادلة تفاعل الأكسدة و الاختزال الممكن حدوثه كالتالي: $2Ag + Cu^{2+} \xrightleftharpoons[(2)]{(1)} 2Ag^+ + Cu$

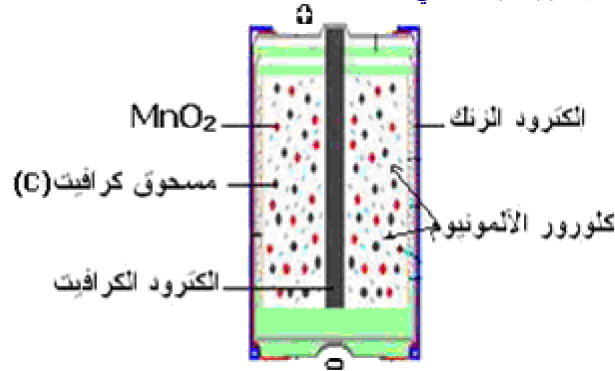
1. علما أن ثابتة التوازن عند درجة الحرارة $25^\circ C$ تساوي $K = 2.6 \cdot 10^{-16}$ ، ما منحى تطور المجموعة
2. استنتج التفاعلين الذين يحدثان على مستوى الإلكترودين، و عين منحى انتقال حملة الشحنة الكهربائية في العمود
3. علما أن العمود يولد خلال المدة الزمنية $\Delta t = 1.5 \text{ mn}$ ، تيارا شدته $I = 86 \text{ mA}$.
 - 3.1. ما كمية الكهرباء المتخللة خلال هذه المدة
 - 3.2. أحسب تغير كمية مادة أيونات النحاس II و تغير كمية مادة أيونات الفضة خلال هذه المدة

4. الأعمدة الاعتيادية:

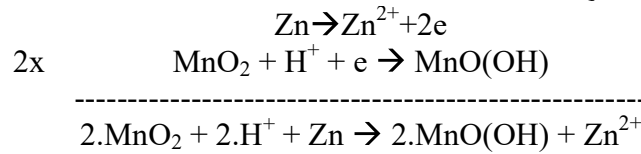
4.1. تعريف:

الأعمدة الاعتيادية هي الأعمدة التي تستعمل في الحياة اليومية وهي متنوعة منها ما هو ملحي وقلاني وأعمدة بالليثيوم ، أهمها. وأكثرها استعمالا بطارية ليكلانشي (pile leclanché)

4.2. مثال للأعمدة الاعتيادية : بطارية ليكلانشي.



معادلة التفاعل الحاصل خلال اشتغال العمود:



ويمثل اصطلاحا بما يلي:

