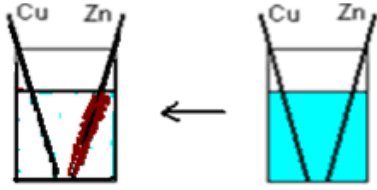


## التحولات التلقائية في الأعمدة و تحصيل الطاقة

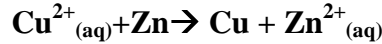
I - الانتقال التلقائي للإلكترونات بين فلز وأيون فلزي:



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 نغمز 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  $Q_r$

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

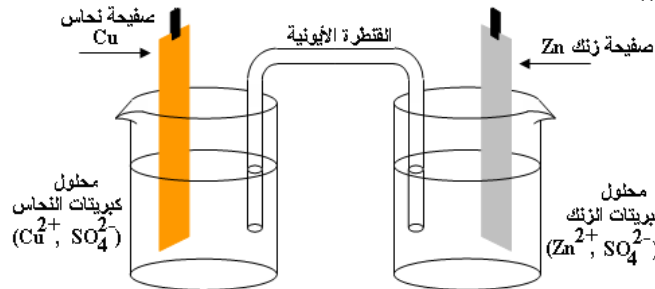
$$Q_r = \frac{[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}]} = \frac{0.1}{0.1} = 1 < K$$

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:  $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$

II - الانتقال التلقائي للإلكترونات في عمود كهربائي:

1- وصف عمود دانييل:



يتكون عمود دانييل من:

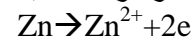
- مقصورتين أو نصفي عمود : الأولى تحتوي على صفيحة من الزنك مغمورة في محلول مائي لكبريتات الزنك و الثانية بها صفيحة من النحاس مغمورة في محلول كبريتات النحاس II ، تفصل بين المقصورتين قنطرة أيونية (إلكتروليتيّة) للحيلولة دون اختلاط المحلولين و من أجل تسهيل انتقال الأيونات بينهما .

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

2- شتغال عمود دانييل:

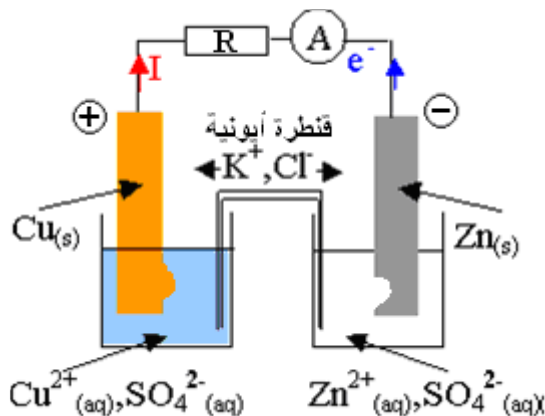
تتحرف إبرة الأمبير متر (أو الفولط متر) و منه يمر التيار الكهربائي عبر الدارة الخارجية من صفيحة النحاس نحو صفيحة الزنك، و بما أن الإلكترونات لها عكس منحى التيار الكهربائي، فهي تمر من صفيحة الزنك نحو صفيحة النحاس.

تحرر الإلكترونات بسبب أكسدة فلز الزنك، حسب نصف المعادلة:

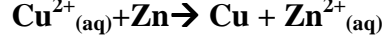


تستهلك الإلكترونات التي تصل إلى صفيحة النحاس على مستوى فلز - محلول

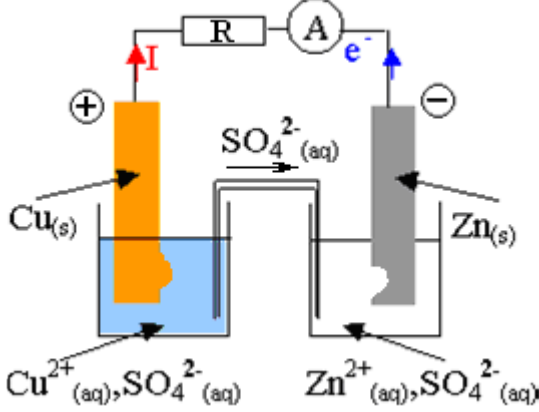
بسبب اختزال أيون النحاس II ، حسب نصف المعادلة  $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$



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  $\text{Cu}^{2+}$  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  $\text{Zn}^{2+}$  في محلول كبريتات النحاس II بينما يتناقص تركيز الأيونات  $\text{Cu}^{2+}$  في محلول كبريتات الزنك، و للحفاظ على الحيثال الكهربائي تهاجر الأيونات  $\text{SO}_4^{2-}$  من محلول كبريتات النحاس نحو محلول كبريتات الزنك

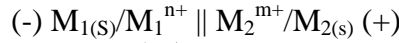
يمثل همود دانييل بالتيبانية اللاصطلاحية التالية:



مع Cu : القطب الموجب و Zn : القطب السالب

### 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  $\text{M}^{n+}$ ).
- 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:  $\text{M}_1(\text{s}) \rightarrow \text{M}_1^{n+} + n.e$

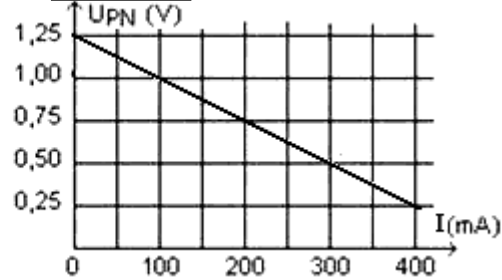
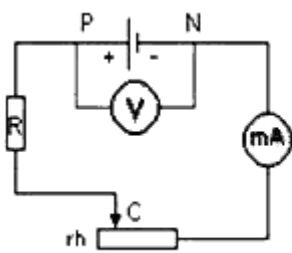


### 4 - تفسير اشتغال العمود:

- 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.  $I=0$  و  $Q_{ri}=K$

### 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

### III - الدراسة الكمية للعمود:

1- كمية الكهرباء القصوية الممكن تمريرها من طرف عمود:

$$1F = 1N_A \cdot e = 96500 \text{C} \cdot \text{mol}^{-1}$$

كمية مادة الإلكترونات:

$$n(\bar{e}) = \frac{N}{N_A} = \frac{Q}{N_A \cdot e} = \frac{Q}{F} = \frac{I \cdot \Delta t}{F}$$

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

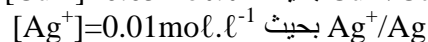
N: عدد الإلكترونات التي تجتاز مقطعاً من دائرة كهربائية

## ملحوظة:

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

## 2 - تطبيق :

نصل بواسطة قنطرة أيونية نصفى العمودين التاليين:



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

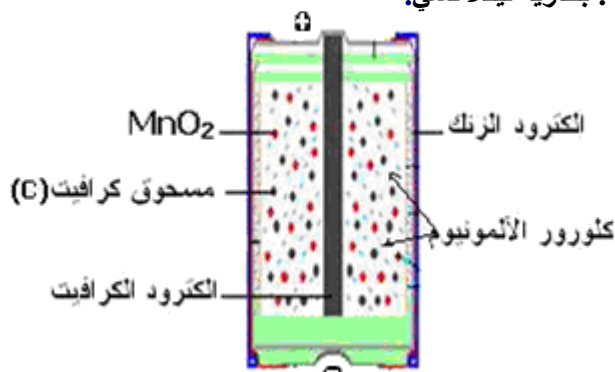
1. علما أن ثابتة التوازن عند درجة الحرارة  $25^{\circ}\text{C}$  تساوي  $K = 2.6 \cdot 10^{-16}$ ، ما منحى تطور المجموعة
  2. استنتج التفاعلين الذين يحدثان على مستوى الإلكترودين، و عين منحى انتقال حملة الشحنة الكهربائية في العمود
  3. علما أن العمود يولد خلال المدة الزمنية  $\Delta t = 1.5 \text{ mn}$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

## IV - الأعمدة الاعتيادية:

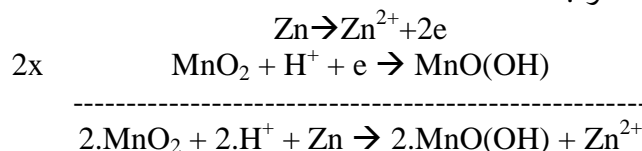
### 1- تعريف:

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

### 2 - مثال للأعمدة الاعتيادية : بطارية ليكلانشي.



معادلة التفاعل الحاصل خلال اشتغال العمود:



ويمثل اصطلاحا بما يلي:

