تطبيقات عملية للخلية الجلفانية

البطاريات

البطاريات خلايا جلفانية، يحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال تلقائية تتحول فيها الطاقة من كيميائية إلى كهربائية.

أنواع البطاريات

1- البطاريات الأولية:

وتستخدم لمرة واحدة، ولا يمكن إعادة شحنها.

أمثلة:

البطارية الجافة، والبطاريات الجافة القلوية.

2- البطاريات الثانوية:

وهي قابلة لإعادة الشحن.

أمثلة:

بطاريات التخزين؛ كالمركم الرصاصي (بطارية الرصاص الحمضية)، وبطارية الليثيوم.

بطارية تخزين الرصاص الحمضية

- تعتبر بطارية ثانوية.
- يعاد شحنها.
- تتكون من ست خلايا جلفانية، كل خلية تعطي (2 V)، بمجموع (12 V).

مكوناتها:

- المصعد: ألواح رصاص.
- المهبط: أكسيد الرصاص PbO_2 ، ويغلف ألواح الرصاص (المصعد).

• ترتب الأقطاب (الخلايا) بوعاء بلاستيكي تفصل بينها صفائح عازلة، وتغمر في حمض الكبريتيك كثافته ($1.28\ g/cm^3$)، وتوصل على التوالي.

تفاعلاتها:

تفاعل المصعد: $Pb + HSO_4^- \rightarrow PbSO_4 + H^+ + 2e^-$

تفاعل المهبط: $PbO_2 + 3H^+ + HSO_4^- + 2e^- \rightarrow PbSO_4 + 2H_2O$

التفاعل الكلي: $Pb + PbO_2 + 2H^+ + 2HSO_4^- \rightarrow 2PbSO_4 + 2H_2O$

شحن المركم الرصاصي

يشحن المركم الرصاصي باستمرار بواسطة مولد التيار (الدينامو) المتصل بمحرك السيارة، حيث يتم عكس تفاعلي التأكسد والاختزال، ومن ثم التفاعل الكلي في البطارية.

فقدان صلاحية المركم الرصاصي

يفقد المركم الرصاصي صلاحيته نتيجة فقدان جزء من مكوناته، مثل $PbSO_4$ الذي يتكون نتيجة عمليتي التأكسد والاختزال، ونتيجة الحركة المستمرة للمركبات على الطرق، يتساقط عن ألواح الرصاص، ولا يعود للدخول في التفاعل العكسي، الذي يؤدي إلى إعادة شحن البطارية.

كما أن حمض الكبريتيك يستهلك أثناء استخدام البطارية، مما يؤدي إلى نقصان كثافته؛ لذلك يمكن مراقبة كفاءة البطارية من خلال قياس كثافة حمضها.

بطارية أيون الليثيوم

وهي من أكثر البطاريات استخداماً في الوقت الحاضر، ومن استخداماتها:

• في السيارات الكهربائية.
• الحواسيب.

- الهواتف المحمولة.

مكوناتها:

تتكون من عدّة خلايا متصلة ببعضها، تتكون من ثلاثة أجزاء:

- المصعد (-): يتكون من الجرافيت، ويمتاز بقدرته على تخزين ذرات الليثيوم وأيوناته دون التأثير فيها.
- المهبط (+): يتكون من بلورات لأكسيد عنصر انتقالي، مثل أكسيد الكوبالت CoO_2 الذي يخزن أيضاً أيونات الليثيوم.
- المحلول الإلكتروليتي: يتكون من محلول لامائي لأحد أملاح الليثيوم ومذيب عضوي يذوب فيه الملح، وعادة يستخدم $LiPF_6$ مذاباً في كربونات الإيثيلين $CH_2CH_2CO_3$.

كيف تولد بطارية الليثيوم الكهرباء؟

تولد بطارية الليثيوم الكهرباء من خلال التفاعلات الآتية:

تفاعل المصعد: $Li \rightarrow Li^+ + e^-$

تفاعل المهبط: $Li^+ + CoO_2 + e^- \rightarrow LiCoO_{2(s)}$

التفاعل الكلي: $Li + CoO_2 \rightarrow LiCoO_{2(s)} \quad E_{cell} = 3.4\ V$

1- عند المصعد تتأكسد ذرات (Li) وتتحول إلى أيونات (Li^+)، تنتقل إلى المحلول الإلكتروليتي باتجاه المهبط.

2- تتحرك الإلكترونات من المصعد إلى المهبط.

3- تختزل أيونات (Co^{4+}) في (CoO_2) إلى (Co^{3+}) في ($LiCoO_2$).

شحن بطارية الليثيوم:

ينعكس مسارها خلال الشحن على النحو الآتي:

1- يتأكسد ($LiCoO_2$) وتتحول إلى أيونات (Li^+)، تنتقل إلى المحلول الإلكتروليتي باتجاه المهبط.

2- تتحرك أيونات (Li^+) عبر المحلول الإلكتروليتي باتجاه نصف خلية الجرافيت حيث تختزل.

مميزات بطارية الليثيوم:

- لقطب الليثيوم أقل جهد اختزال معياري؛ أي أنه أقوى عامل مختزل.
- يعتبر الليثيوم أخف عنصر فلزي، فكل (6.941 g) منه تنتج (1 mol) من الإلكترونات.
- لأن الليثيوم أخف عنصر فلزي فبطاريته خفيفة الوزن.
- كثافة طاقتها عالية.
- يمكن إعادة شحنها مئات المرات.

خلايا الوقود

خلايا الوقود: خلايا جلفانية تنتج طاقة كهربائية من تفاعل غازي الأكسجين والهيدروجين.

معادلة التفاعل الكلي:

$$2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$$

مميزات خلية الوقود عن البطاريات:

- لا تنضب.
- لا تحتاج إلى شحن.

استخدامات خلية الوقود:

- تزويد المركبات الفضائية بالطاقة.
- تستخدمها المستشفيات في توليد الطاقة حال انقطاع التيار الكهربائي.

• تستخدم في عدة دول في تشغيل بعض الحافلات والسيارات.

تآكل الفلزات Corrosion of Metals

تآكل الفلزات: تفاعل الفلزات مع الهواء والمواد في البيئة المحيطة، فتفقد العديد من خصائصها وتتحول إلى مواد جديدة أكثر ثباتاً، كأكاسيدها وكبريتيداتها وكربوناتها.

ومن أمثلته تآكل الحديد الذي يحدث بفعل تفاعل كهروكيميائي يحدث بوجود الأكسجين والماء معاً.

أضرار التآكل

يسبب تآكل الفلزات أضراراً اقتصادية كبيرة؛ فمثلاً عند تآكل الحديد بفعل الهواء الرطب ينتج صدأ الحديد الصلب الهش، الذي يحتاج تعويض خسائره إلى خمس كمية الحديد المستخرج سنوياً.

آلية تآكل الحديد

1- يتأكسد الحديد عند تكشف سطحه بوجود الرطوبة إلى أيونات الحديد Fe^{2+} ، فيصبح هذا الجزء مصعداً.

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

2- تتحرك الإلكترونات الناتجة من تأكسد الحديد إلى المنطقة قليلة الماء حيث يختزل أكسجين الهواء مكوناً الهيدروكسيد OH^- ، وتمثل هذه المنطقة المهبط.

$$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$$

3- تتحرك أيونات الحديد باتجاه أيونات الهيدروكسيد وتتفاعلان وينتج هيدروكسيد الحديد $Fe(OH)_2$.

4- يتأكسد هيدروكسيد الحديد مكوناً الصدأ، حسب المعادلة الكلية الآتية:

$$4Fe(OH)_{2(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Fe_2O_3.H_2O_{(s)} + 2H_2O_{(l)}$$

صدأ الحديد مادة صلبة هشة بنية اللون تتقشر بسهولة معرضة سطح الحديد أسفل منها لمزيد من التآكل.

الحماية المهبطية Cathodic Protection

الحماية المهبطية: من طرائق حماية الحديد من التآكل، يتم فيها تشكيل خلية جلفانية يكون فيها الحديد المهبط، وأحد الفلزات النشطة (مغنيسيوم، خارصين) المصعد، أما التربة الرطبة أو مياه البحر فتمثل المحلول الإلكتروليتي.

استخدامات الحماية المهبطية

1- حماية خطوط الأنابيب الحديدية المدفونة في الأرض (الغاز أو النفط).

2- حماية أجسام السفن.

خطوات الحماية المهبطية للأنابيب الحديدية أو السفن

1- توصل قضبان المغنيسيوم (المصعد) بالقطب السالب لمصدر تيار.

2- توصل الأنابيب الحديدية أو السفينة (المهبط) بالقطب الموجب لمصدر التيار.

3- يتأكسد المغنيسيوم وتنتقل الإلكترونات عبر السلك المعزول إلى الأنبوب الفولاذي أو جسم السفينة.

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

تبدل أقطاب المغنيسيوم بشكل دوري عند تآكلها.

4- تختزل جزيئات الأكسجين في التربة الرطبة أو المياه (المحلول الإلكتروليتي).

$$O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$$