

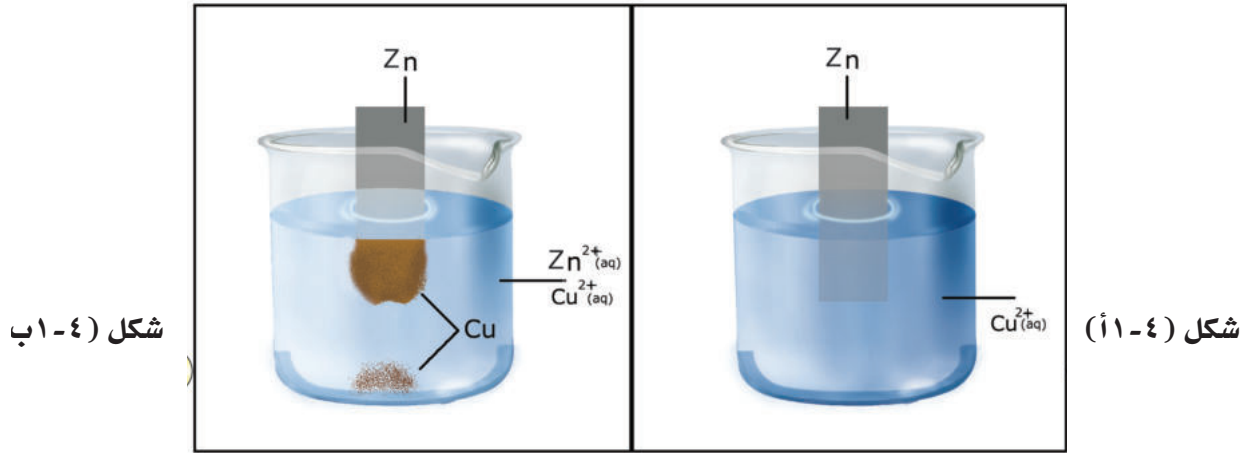
الكيمياء الكهربائية Electrochemistry

مقدمة:

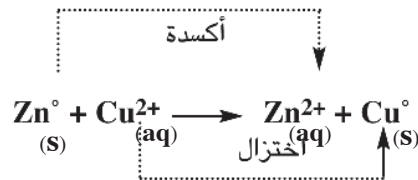
تعتبر الطاقة الكهربائية أهم أنواع صور الطاقة وأكثرها صداقة للبيئة، ويهتم علم الكيمياء الكهربائية بدراسة التحول المتبادل بين الطاقة الكيميائية والطاقة الكهربائية من خلال تفاعلات الأكسدة والاختزال وهي التفاعلات التي تنتقل فيها الإلكترونات من أحد المواد المتفاعلة إلى المادة الأخرى الداخلة معها في تفاعل كيميائي، والتجربة التالية تبين أحد تفاعلات الأكسدة اختزال.

تجربة:

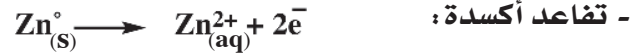
- أغمس صفيحة من الخارصين في محلول كبريتات النحاس «الزرقاء اللون» كما بالشكل (٤-١١). سوف تلاحظ أن فلز النحاس بدأ يترسب على سطح صفيحة الخارصين بينما بدأ فلز الخارصين في الذوبان في المحلول كما بالشكل (٤-١٢).
- وإذا استمر ذلك لفترة طويلة سوف تلاحظ أن لون محلول كبريتات النحاس الأزرق قد قل وربما أصبح عديم اللون ويزداد ذوبان الخارصين.



إن ما حدث هو تفاعل أكسدة واختزال تلقائي يمكن التعبير عنه بالمعادلة التالية:



ويلاحظ أن هذا التفاعل يتكون من نصفى تفاعل :



فيه تفقد كل ذرة خارصين (Zn) الكترونين وتتحول إلى أيون خارصين (Zn^{2+}) الذى يترك سطح صفيحة الخارصين ويذوب وينتشر فى المحلول.



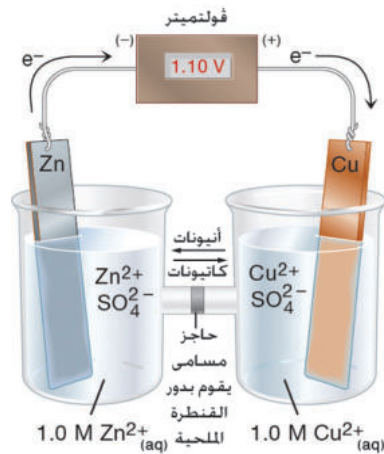
وفيه يكتسب كل أيون نحاس (Cu^{2+}) فى المحلول إلكترونين (القادمين من نصف تفاعل الخارصين) ويتحول إلى فلز النحاس (Cu) الذى يترسب على سطح صفيحة الخارصين.

وقد نجح العلماء فى ترتيب نظام يعرف بالخلايا الجلفانية والتي روى فيها فصل مكونات نصفى الخلية مع اتصالهما عن طريق قنطرة ملحية والسماح للإلكترونات أن تمر فى سلك بين نصفى الخلية وبذلك يمكن الحصول على تيار كهربى ناتج من تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائى الذى يحدث فى الخلية الجلفانية.

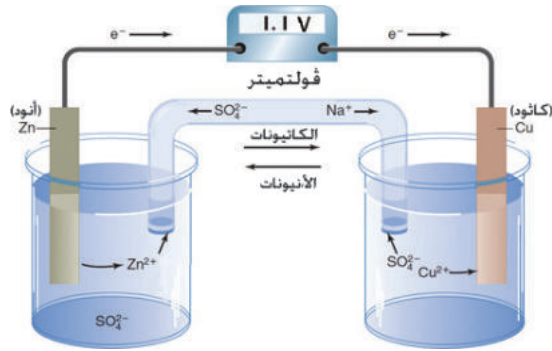
وهناك نوع آخر من الخلايا الكهربائية تستخدم فيها طاقة كهربية من مصدر خارجى (بطارية جافة) لإحداث تفاعلات أكسدة واختزال (غير تلقائية) - ويعرف هذا النوع بالخلايا الإلكتروليتية Electrolytic Cells أو خلايا التحليل الكهربى Electrolysis Cells.

أولاً : الخلايا الجلفانية Galvanic cells :

وهى نوع من الخلايا الكهربائية التى يمكن الحصول منها على تيار كهربى نتيجة حدوث تفاعل أكسدة - اختزال تلقائى - ومن أمثلتها خلية (دانيال) كالمبينة بشكل (٢-٤) :



شكل (٢-٤) ب

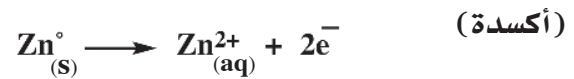


شكل (٢-٤) أ

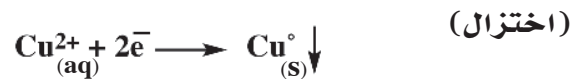
وتتكون هذه الخلية من لوح من فلز النحاس (قطب النحاس) وآخر من فلز الزنك (قطب الزنك) كل منهما مغمور في محلول أحد أملاحه وذلك في إنائين منفصلين ويوصل بين المحلولين بقنطرة ملحية وكل إناء بما فيه يعرف بنصف خلية - ويعرف لوح النحاس في هذه الخلية بالمهبط أو الكاثود (Cathode) وهو القطب الموجب في الخلية بينما يعرف لوح الزنك بالمصعد أو الأنود (Anode) وهو القطب السالب في الخلية - أما المحلول الموجود في كل نصف خلية فيعرف بالإنتروليت Electrolyte.

وعند توصيل قطبي الخلية بسلك معدني موصل يحدث مرور تيار كهربائي. ويمكن توضيح تفاعل الأكسدة - الاختزال الحادث في هذه الخلية فيما يلي:

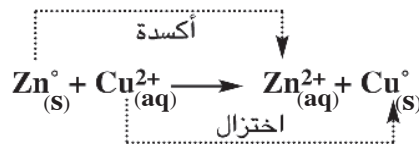
أ- عند الأنود (Anode):



ب- عند الكاثود (Cathode):



ويكون التفاعل الكلي الحادث في الخلية (شكل ٤-٢) هو مجموع تفاعل نصفي الخلية.



ويتوقف مرور التيار الكهربائي بين نصفي الخلية عندما يذوب كل فلز الزنك في نصف خلية الزنك - أو تنضب أيونات النحاس بسبب ترسبها على هيئة ذرات نحاس (Cu[°]) في نصف خلية النحاس.

وقد اتفق على تمثيل الخلية الجلفانية لأي عنصرين برمز اصطلاحى كالمبين بالمثل التالي:



حيث يمثل الخط الرأسى المفرد الحد الفاصل بين قطب العنصر والمحلول الإنتروليتي لأيوناته بينما الخط الرأسى المزدوج فيمثل الحد الفاصل بين المحلولين في نصفي الخلية (أو القنطرة الملحية).

يلاحظ أن عملية الأكسدة تحدث دائما عند المصعد (الأنود) بينما عملية الاختزال تحدث عند المهبط (الكاثود) في الخلايا الكهربائية بأنواعها.

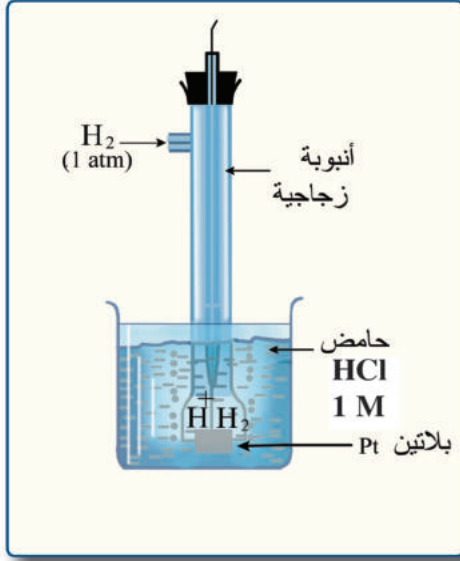
ما القنطرة الملحية Salt bridge؟ وما أهميتها في الخلايا الجلفانية؟

القنطرة الملحية في الخلايا الجلفانية (مثل خلية دانيال) عبارة عن أنبوبة زجاجية على هيئة حرف U تملأ بمحلول إلكتروليتي (مثل كبريتات الصوديوم Na_2SO_4) لا تتفاعل أيوناته مع أيونات محاليل نصفى الخلية ولا مع مواد أقطاب الخلية الجلفانية وتقوم القنطرة الملحية بالتوصيل بين محلولي نصفى الخلية بطريقة غير مباشرة كما تقوم بمعادلة الأيونات الموجبة والسالبة الزائدة التي تتكون في محلولي نصفى الخلية نتيجة تفاعل الأكسدة والاختزال في نصف خلية الخارصين ونصف خلية النحاس على التوالي وغياب القنطرة الملحية في الخلية الجلفانية يؤدي إلى توقف تفاعل الأكسدة والاختزال وبالتالي يتوقف مرور التيار الكهربى في السلك الخارجى الموصل بين نصفى الخلية.

قياس جهود الأقطاب Electrode Potentials

لا توجد طريقة مؤكدة ومباشرة لقياس الفرق المطلق في الجهد الكهربى بين قطب فلز ومحلل أيوناته في الخلية الجلفانية في حين أن الفرق بين جهدى قطبى الخلية الجلفانية يمكن قياسه بسهولة. وذلك عن طريق تكوين خلية جلفانية من قطبين أحدهما القطب المراد قياس جهده والآخر قطب قياسى ذو جهد ثابت ومعلوم - ثم قياس القوة الدافعة الكهربائية للخلية (جهد الخلية) ومنها يمكن حساب جهد القطب غير المعلوم.

وقد اتفق العلماء على استخدام قطب الهيدروجين القياسى كقطب قياسى يمكن أن تقاس جهود أقطاب العناصر الأخرى بمعلومية جهده الذى يساوى صفراً.



شكل (٣-٤) قطب الهيدروجين القياسى.

ويتكون قطب الهيدروجين القياسى كما هو مبين بالشكل (٣-٤) من صفيحة من البلاتين (1cm^2) مغطاة بطبقة أسفنجية من البلاتين الأسود يمرر عليها تيار من غاز الهيدروجين تحت ضغط ثابت مقداره واحد ضغط جوى ومغمور في محلول يكون تركيز أيونات الهيدروجين فيه واحد مولار (1mol/L) من أى حمض قوى - ويسمى قطب الهيدروجين تحت هذه الظروف بقطب الهيدروجين القياسى (SHE) وجده = Zero. وبالتبع يتغير جهد هذا القطب عن الصفر بتغير تركيز أيون

الهيدروجين في المحلول أو بتغير الضغط الجزئى للغاز أو كلاهما.

ويرمز لنصف خلية الهيدروجين القياسية بالرمز الاصطلاحي) $\text{Pt} - \text{H}_2(1\text{atm}) / 2\text{H}^+(1\text{mol/L})$.



سلسلة الجهود الكهربائية للعناصر: The electromotive series

تمكن العلماء من قياس الجهود القطبية القياسية (E°) لأنصاف الخلايا لجميع العناصر الفلزية واللافلزية مقاسة بالنسبة لجهد قطب الهيدروجين القياسي .

وإذا ما رتبنا هذه الجهود القياسية ترتيباً تنازلياً بالنسبة لجهود الاختزال السالبة وتصاعدياً بالنسبة لجهود الاختزال الموجبة بحيث تكون أكبر القيم السالبة في أعلى السلسلة وأكبر القيم الموجبة في أسفلها تحصل بذلك على ما يعرف بسلسلة الجهود الكهربائية للعناصر . وتوضح سلسلة الجهود الكهربائية للعناصر الحقائق التالية:

أ- العناصر ذات الجهود الأكثر سالبية والتي تقع عند قمة السلسلة تعتبر عوامل مختزلة قوية - وهي الفلزات التي تتأكسد بسهولة أي أنها تفقد إلكتروناتها بسهولة عندما تدخل في تفاعل مع أيونات أي عنصر يحتل مكانة أدنى في سلسلة الجهود الكهربائية .

ب- العناصر ذات الجهود الأكثر إيجابية والتي تقع عند النهاية السفلى للسلسلة تعتبر الصورة المتأكسدة لها (أي عندما تكون الفلزات على هيئة أيونات وتكون اللافلزات في حالتها العنصرية) عوامل مؤكسدة قوية مثل جزيئات غاز الفلور (F_2) . بمعنى أنها ذات قدرة أكبر على إكتساب الإلكترونات عندما تدخل في تفاعل مع أي عنصر يحتل مكانة أعلى في سلسلة الجهود الكهربائية .

ج- العناصر المتقدمة في السلسلة تحل محل العناصر التي تليها في محاليل أملاحها - وكلما زاد البعد في الترتيب بين عنصرين زادت قدرة العنصر المتقدم (ذو الجهد الأكثر سالبية أو الأقل إيجابية) على طرد العنصر المتأخر (ذو الجهد الأقل سالبية أو الأكثر إيجابية) من مركباته .

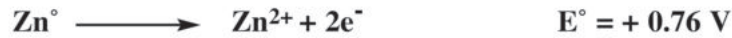
د- جميع العناصر التي تقع فوق الهيدروجين في سلسلة الجهود الكهربائية تحل محل أيونات الهيدروجين في المحاليل الحامضية (أي يتصاعد الهيدروجين) مثال ذلك تفاعل عنصر الحديد مع حمض الهيدروكلوريك .



وكلما زادت القيمة السالبة للجهد زاد الميل نحو الإحلال محل أيونات الهيدروجين .
أما العناصر ذات الجهود الموجبة أى التى تقع تحت الهيدروجين فى سلسلة الجهود
الكهربية فلا يمكن لها أن تحل محل أيونات الهيدروجين فى محاليله .
وتجدر الإشارة هنا إلى أن الجهد القياسى لنصف خلية أى عنصر يأخذ إشارة سالبة
أوموجبة ، فإذا كان التفاعل فى نصف خلية الخارصين مثلا عبارة عن عملية اختزال فإن
الجهد هنا يعرف بجهد الاختزال القياسى (E°)



وجهد الاختزال (E°) لنصف خلية الخارصين بالنسبة لجهد الهيدروجين القياسى -0.76V .
ولكن جهد التأكسد لهذا العنصر يكون ذو إشارة مخالفة حيث يمثل هنا عملية أكسدة .



وعلى ذلك فإنه يمكن أيضا ترتيب العناصر فى سلسلة الجهود الكهربائية تبعا لجهود الأكسدة
القياسية تنازليا بالنسبة للجهود الموجبة وتصاعديا بالنسبة للجهود السالبة - كما هو مبين
بالتداول صفحة ٨٢

ويمكن حساب القوة الدافعة الكهربائية لأى خلية جلفانية وذلك باستخدام جهد
الاختزال أو جهد الأكسدة لنصفى الخلية أو كلاهما معا بحيث يكون جهد الخلية الجلفانية
قيمة موجبة دائما .

فجهد الاختزال القياسى لنصف خلية النحاس $+0.34\text{V}$ =
وجهد الأكسدة القياسى لنصف خلية النحاس -0.34V =
أما جهد الاختزال القياسى لنصف خلية الخارصين -0.76V =
بينما يكون جهد الأكسدة القياسى لنصف خلية الخارصين $+0.76\text{V}$ =
والقوة الدافعة الكهربائية للخلية الجلفانية emf = فرق جهدى الاختزال لنصفى
الخلية

$$\text{emf or } E_{\text{cell}} = 0.34 - (-0.76) = 1.1\text{V}$$

emf = فرق جهدى الأكسدة لنصفى الخلية

$$\text{emf or } E_{\text{cell}} = 0.76 - (-0.34) = 1.1\text{V}$$

emf = مجموع جهدى الأكسدة والاختزال لنصفى الخلية

$$\text{emf or } E_{\text{cell}} = 0.76 + 0.34 = 1.1\text{V}$$

(الجدول للإطلاع فقط)

سلسلة الجهود الكهروكيميائية للعناصر :

نصف الخلية (نصف التفاعل)	جهود التأكسد القياسية (فولت)	جهود الاختزال القياسية (فولت)
Li $\xrightarrow{\text{أكسدة}} \text{Li}^+ + \text{e}^-$	+ 3.045	- 3.045
K $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{K}^+ + \text{e}^-$	+ 2.924	- 2.924
Na $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Na}^+ + \text{e}^-$	+ 2.711	- 2.711
Mg $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 2.375	- 2.375
Al $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$	+ 1.670	- 1.670
Mn $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 1.029	- 1.029
Zn $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 0.762	- 0.762
Cr $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$	+ 0.740	- 0.740
Cr $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Cr}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 0.557	- 0.557
Cr ²⁺ $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Cr}^{3+} + \text{e}^-$	+ 0.410	- 0.410
Fe $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 0.409	- 0.409
Cd $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 0.402	- 0.402
Co $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Co}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 0.280	- 0.280
Ni $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 0.230	- 0.230
Pb $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^-$	+ 0.126	- 0.126
H ₂ $\xrightarrow{\text{اختزال}} 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$	Zero	Zero
Sn ²⁺ $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^-$	- 0.150	+ 0.150
Cu $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$	- 0.340	+ 0.340
4OH ⁻ $\xrightarrow{\text{اختزال}} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\text{e}^-$	- 0.401	+ 0.401
Ag $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Ag}^+ + \text{e}^-$	- 0.800	+ 0.800
pt $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^-$	- 1.200	+ 1.200
Au $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{Au}^{3+} + 3\text{e}^-$	- 1.420	+ 1.420
2F ⁻ $\xrightarrow{\text{اختزال}} \text{F}_2 + 2\text{e}^-$	- 2.87	+ 2.87

الخلايا الجلفانية وأنتاج الطاقة الكهربائية :

تقسم الخلايا الجلفانية تبعاً لطبيعة عملها لإنتاج الطاقة الكهربائية إلى :

1 - خلايا أولية Primary cells 2 - خلايا ثانوية Secondary cells

وجميعها أنظمة تنتج الطاقة الكهربائية من خلال ما يحدث فيها من تفاعلات أكسدة - اختزال تلقائي.

١- الخلايا الأولية: Primary cells

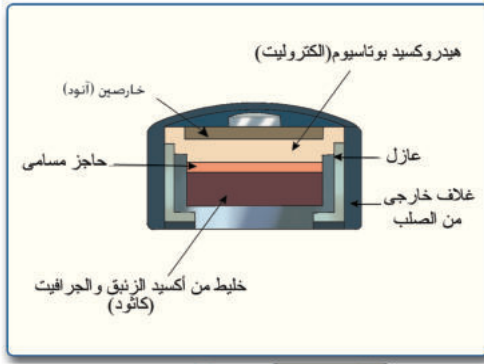
وهي أنظمة تخزن الطاقة في صورة كيميائية والتي يمكن تحويلها عند اللزوم إلى طاقة كهربائية وذلك من خلال تفاعل أكسدة - اختزال تلقائي غير انعكاسي ويتوقف هذا النوع من الخلايا عن العمل عندما تستهلك مادة المصعد أو تنضب أيونات نصف خلية المهبط.

والخلايا الأولية لا يسهل (عملها أو اقتصاديا) بل ربما يصبح من المستحيل إعادة شحنها بغرض إعادة مكوناتها إلى الحالة الأصلية وبمعنى آخر فإنها خلايا غير انعكاسية - وبالطبع لكي يسهل استخدامها وخصوصاً في الأجهزة المتنقلة لا بد أن تكون في صورة جافة وليست سائلة. لذلك عرفت باسم البطاريات الجافة Dry Batteries - والخلية في الصورة الجافة تحقق جهداً ثابتاً لمدة أطول أثناء تشغيلها بالإضافة إلى إمكانية تصنيعها في أحجام أصغر.

وسوف نعرض فيما يلي نموذجين للخلايا الأولية :

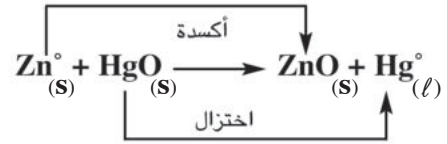
(أ) خلية الزئبق Mercury cell :

وتصنع هذه الخلية فى شكل أسطوانى أو على هيئة قرص. وتتميز بصغر حجمها لذلك فهي شائعة الاستخدام فى سماعات الأذن والساعات والآلات الخاصة بالتصوير. يتكون القطب السالب من الخارصين والقطب الموجب من أكسيد الزئبق. ويستخدم فيها هيدروكسيد البوتاسيوم كإلكتروليت والخلية مغلقة بإحكام شكل (٤ - ٤)



شكل (٤ - ٤) خلية الزئبق

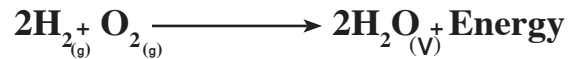
والتفاعل الكلى الحادث فى الخلية هو



وتعطى هذه الخلية قوة دافعة كهربية $E_{\text{cell}} = 1.35\text{V}$ ويجب التخلص من هذه البطارية بعد الاستخدام بطريقة آمنة حيث أنها تحتوى على الزئبق وهو مادة سامة.

(ب) خلية الوقود Fuel cell

من المعروف أن الهيدروجين يحترق فى الهواء بعنف وينتج عن عملية الاحتراق ضوء وحرارة

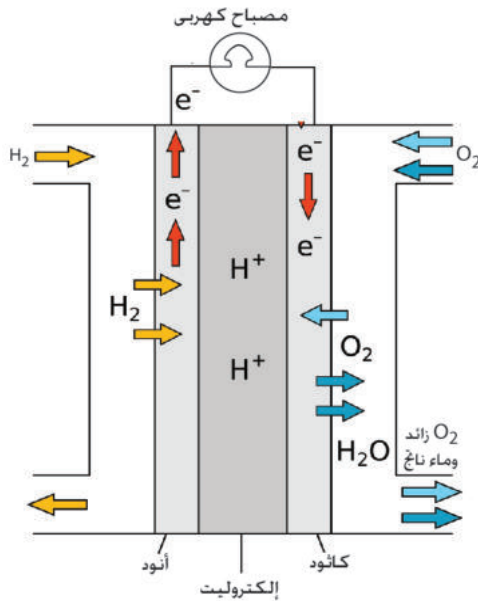


وقد تمكن العلماء من إجراء هذا التفاعل تحت ظروف يتم التحكم فيها داخل ما يعرف بخلية الوقود.

يجد هذا النوع من الخلايا اهتماماً بالغاً فى مركبات الفضاء حيث إن الوقود الغازى من الهيدروجين والأكسجين المستخدم فى إطلاق الصواريخ هو نفسه الوقود المستخدم فى هذه الخلايا.

وتتركب خلية الوقود من قطبين، كل منهما على

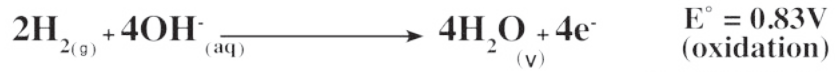
هيئة وعاء مجوف مبطن بطبقة من الكربون المسامى، تسمح بالاتصال بين الحجرة الداخلية والمحلول الإلكتروليتى الموجود بها وهو غالباً محلول هيدروكسيد البوتاسيوم المائى.



شكل (٥ - ٤) خلية الوقود

التفاعلات الحادثة في الخلية

تفاعل الأكسدة



تفاعل الاختزال



والتفاعل الكلى الحادث هو



وحلية الوقود لا تستهلك كباقي الخلايا الجلفانية، لأنها تزود بالوقود من مصدر خارجي.

وتعطى هذه الخلية قوة دافعة كهربية $1.23\text{V} = E_{\text{cell}}$

وتعمل خلية الوقود عند درجة حرارة عالية فيتبخر الماء الناتج عنها، ويمكن إعادة تكثيفه للاستفادة

منه كمياه للشرب لرواد الفضاء.

وبعكس البطاريات الأخرى فخلايا الوقود لا تحتزن الطاقة لأن عملها يتطلب إمدادها المستمر

بالوقود وإزالة مستمرة للنواتج.

٢- الخلايا الثانوية Secondary cells

وهي خلايا جلفانية تتميز بان تفاعلاتها الكيميائية تفاعلات انعكاسية، وتحتزن الطاقة الكهربائية

على هيئة طاقة كيميائية والتي يمكن تحويلها مرة أخرى إلى طاقة كهربية عند اللزوم - ويمكن إعادة

شحنها بإمرار تيار كهربى من مصدر خارجى بين قطبيها فى اتجاه عكس عملية تفريغها وسوف نعرض

فيما يلى نموذجين من الخلايا الثانوية :

أ- بطارية الرصاص الحامضية Lead - Acid battery

تم تطوير هذا النوع من البطاريات وأصبح أنسب أنواع البطاريات المستخدمة فى السيارات (لذلك

تعرف ببطارية السيارة) - وتتكون هذه البطارية غالبا من ستة خلايا موصلة على التوالى وتنتج كل

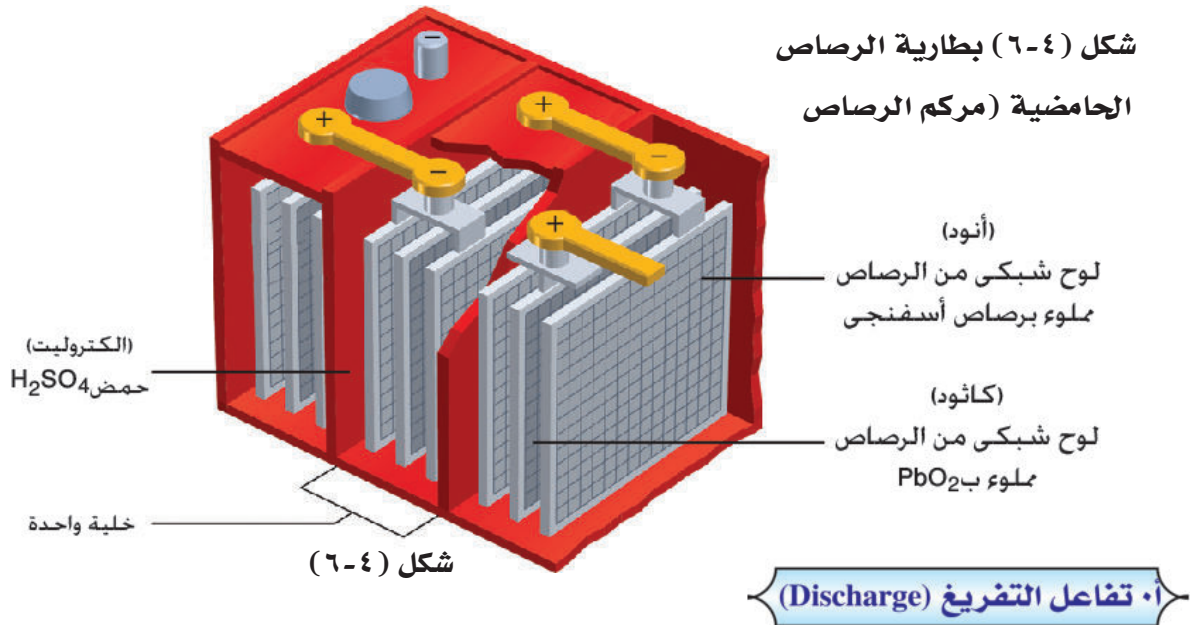
خلية $E_{\text{cell}} = 2\text{V}$ وتكون القوة الدافعة الكهربائية للبطارية $\text{emf} = 2 \times 6 = 12\text{V}$ ويمكن عند

الحاجة تصنيع بطاريات أكبر حجما تحتوى على أكثر من ستة خلايا.

وفى البطارية يكون المصعد «الأنود» عبارة عن شبكة من الرصاص مملوءة برصاص أسفنجى (Pb)

شكل (٤-٦) ويكون المهبط (الكاثود) عبارة عن شبكة من الرصاص مملوءة بعجينة من ثانى أكسيد

الرصاص (PbO_2) - وتفصل الألواح عن بعضها بصفائح عازلة وجميعها تغمر في محلول حمض الكبريتيك المخفف كإلكتروليت موصل. وجميعها موضوعة في وعاء مصنوع من المطاط الصلب أو البلاستيك (بولي ستيرين) والذي لا يتأثر بالأحماض، وتعمل البطارية كخلية جلفانية أثناء تشغيلها (تفريغها) واستهلاك طاقتها أما عند إعادة شحنها فتعتبر خلية إلكتروليتية.



تحدث التفاعلات التالية عند تشغيل البطارية

أ- تفاعل الأنود (المصعد):



ب- تفاعل الكاثود (المهبط):



وتعمل الخلية هنا كخلية جلفانية وعند التفريغ تكون معادلة التفاعل الكلى للبطارية:



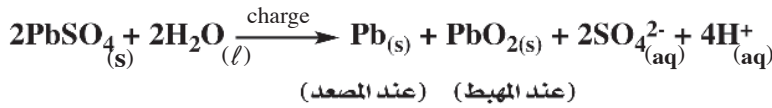
تدريب: احسب القوة الدافعة الكهربائية لهذه البطارية

ويتم التعرف على حالة البطارية بقياس كثافة محلول الحمض بواسطة الهيدروميتر (مقياس الكثافة للسوائل) وحينما تكون البطارية كاملة الشحن تكون كثافة الحمض فيها تساوى $1.28:1.3g/cm^3$

وإذا قلت كثافة الحمض إلى أقل من 1.2g/cm^3 فهذا يعنى حاجة البطارية إلى إعادة الشحن وزيادة تركيز الحمض فيها.

(ب) تفاعل الشحن (Charging) :

يؤدى طول مدة استعمال البطارية إلى تخفيف تركيز حمض الكبريتيك فيها نتيجة لزيادة كمية الماء الناتج من التفاعل كذلك تحول مواد الكاثود (PbO_2) والأنود (Pb) إلى كبريتات رصاص (II). مما يؤدى إلى نقص كمية التيار الكهربى الناتج منها - وهنا تحتاج البطارية إلى إعادة الشحن ويتم ذلك بتوصيل قطبى البطارية بمصدر للتيار الكهربى المستمر له جهد أكبر قليلا من الجهد الذى ينتج من البطارية مما يؤدى إلى حدوث تفاعل عكس التفاعل التلقائى الذى حدث أثناء تفريغ الشحنة ويؤدى هذا إلى تحول كبريتات الرصاص (II) إلى رصاص عند المصعد (الأنود) وثانى أكسيد الرصاص عند المهبط (الكاثود) كما يعيد تركيز الحمض إلى ما كان عليه.



وتعمل البطارية أثناء الشحن كخلية إلكتروليتيّة، حيث تم فيها إحداث تفاعل كيميائى غير تلقائى بواسطة مرور تيار كهربى - وهذا يعنى تخزين الطاقة الكهربائية الواردة من المصدر الخارجى فى شكل طاقة كيميائية - لذلك اعتبرت الخلايا الثانوية «المراكم» أنها بطاريات لتخزين الطاقة وفى السيارة يستخدم الدينامو وبصورة مستمرة فى إعادة شحن البطارية أولا بأول.

ب بطارية أيون الليثيوم Lithium ion battery

تعتبر بطارية أيون الليثيوم الجافة من البطاريات القابلة لإعادة الشحن وتستخدم فى أجهزة التليفون المحمول والكمبيوتر المحمول.

وفى بعض السيارات الحديثة كبديل لبطارية المركم الرصاص لخفة وزنها وقدرتها على تخزين كميات كبيرة من الطاقة بالنسبة لحجمها. وقد استخدم الليثيوم فى تركيبها لسببين أساسيين، هما أنه أخف فلز معروف وجهد اختزاله القياسى هو الأصغر بالنسبة لباقى الفلزات الأخرى (-3.04V)

ويحتوى الغلاف المعدنى للبطارية على ثلاثة رقائق ملفوفة بشكل حلزونى وهي:

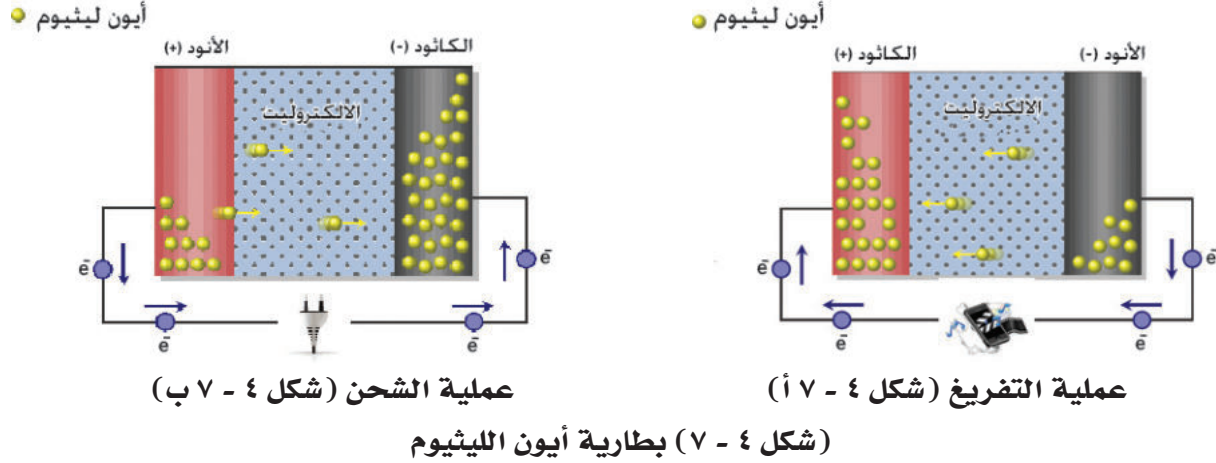
١- الإلكترود الموجب (الكاثود) ويتكون من أكسيد الليثيوم كوبلت (LiCoO_2).

٢- الألكترود السالب (الأنود) ويتكون من جرافيت الليثيوم (LiC_6).

٣- العازل وهو مكون من شريحة رقيقة جدا من البلاستيك تعمل على عزل الإلكترود الموجب عن

السائب، بينما تسمح لأيونات بالمرور من خلاله.

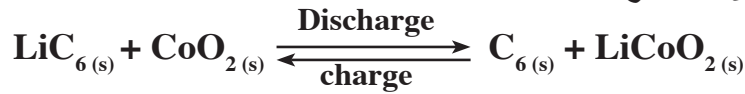
وتغمر الرقائق الثلاثة في إلكتروليت لا مائي من سداس فلوروفوسفيد الليثيوم (LiPF₆).



تحدث التفاعلات التالية عند تشغيل البطارية



والتفاعل الكلي الحادث هو :



وتعطي هذه الخلية قوة دافعة كهربية $E_{\text{cell}} = 3V$

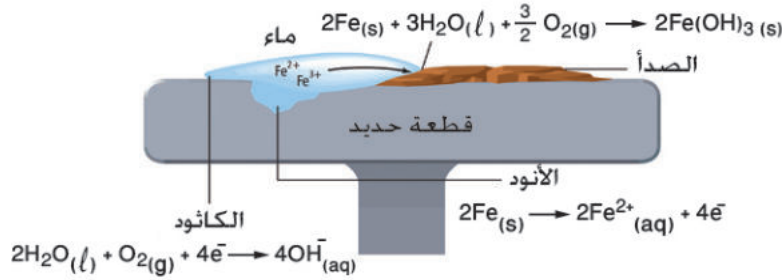
تآكل المعادن

يتسبب تآكل المعادن فى خسائر اقتصادية فادحة يؤدي إلى تدهور المنشآت المعدنية وخاصة الحديدية منها ويقدر الحديد المفقود نتيجة للتآكل بحوالى ربع إنتاج العالم منه سنويا ومن هنا كان الاهتمام بهذه الظاهرة ومحاولة التغلب عليها، وتعرف أى عملية تآكل كيميائى للفلزات بفعل الوسط المحيط بالصدأ.

ميكانيكية التآكل:

فى معظم الحالات يكون تآكل الفلزات النقية صعبا - حتى الحديد لا يصدأ بسهولة إذا كان نقيًا جدا ولكن معظم المعادن الصناعية تحتوى دائما على شوائب مختلفة تنشط عملية التآكل أى أن ملامسة فلز أقل نشاطا لفلز آخر أكثر نشاطا تسبب زيادة تآكل الفلز الأنشط فى هذا الوسط وعلى ذلك يمكن أن نستنتج أن تآكل الفلزات يحدث عن طريق تكون خلايا جلفانية يكون أنودها الفلز المتآكل أما الكاثود فيكون الفلز الأقل نشاطا أو الكربون الموجود فى صورة شوائب وهذا هو سبب تآكل الصلب.

ويمكن تفسير ميكانيكية تآكل الحديد والصلب كما يلي:



شكل (٤ - ٨) ميكانيكية صدأ الحديد والصلب

عند تعرض قطعة حديد للتشقق أو الكسر فإنها تكون خلية جلفانية مع الماء المذاب فيه بعض الأيونات والذي يقوم بدور المحلول الإليكترولى ويكون الأنود هو قطعة الحديد، ويتم التآكسد تبعا للمعادلة:

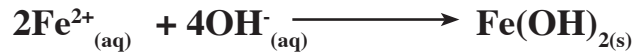


تصبح أيونات Fe^{2+} جزء من المحلول الإليكترولى، وتنتقل الإليكترونات خلال قطعة الحديد إلى الكاثود والذي تمثله شوائب الكربون الموجودة فى الحديد أى أن قطعة الحديد تقوم بدور كل من الأنود والدائرة الخارجية.

يتم عند الكاثود اختزال أكسجين الهواء إلى مجموعة الهيدروكسيد (OH⁻)



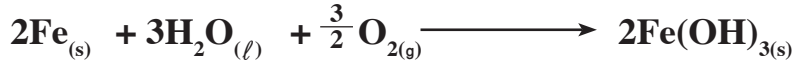
تتحد أيونات الحديد (Fe²⁺) مع أيونات الهيدروكسيد OH⁻ مكونة هيدروكسيد الحديد II



يتأكسد هيدروكسيد الحديد II بواسطة الأكسجين الذائب في الماء إلى هيدروكسيد الحديد III



وبجمع المعادلات السابقة تنتج المعادلة الكلية لتفاعل خلية تأكل الحديد



والصدأ عملية بطيئة لأن الماء يحتوى على كميات محدودة من الأيونات ويتم الصدأ بأكثر سرعة إذا احتوى الماء على كميات أكبر من الأيونات، كما فى ماء البحار.

العوامل التى تؤدي إلى تآكل الفلزات:

يمكن تقسيم العوامل التى تؤدي إلى تآكل الفلزات إلى قسمين:

١ - عوامل تتعلق بالفلز نفسه. ٢ - عوامل تتعلق بالوسط المحيط.

(١) العوامل التى تتعلق بالفلز نفسه:

أ- عدم تجانس السبائك : والفلزات المستخدمة فى الصناعة غالباً ما تكون فى صورة سبائك ومن الصعوبة تحضير هذه السبائك فى صورة متجانسة التركيب ولهذه ينشأ عدد لا نهائى من الخلايا الموضعية تسبب تآكل الفلز الأكثر نشاطاً.

ب- اتصال الفلزات ببعضها: عند مواضع لحام الفلزات ببعضها أو استخدام مسامير برشام من فلز مختلف يؤدي ذلك إلى تكوين خلايا جلفانية موضعية تسبب تآكل الفلز الأنشط فعند تلامس الألومنيوم والنحاس يتآكل الألومنيوم أولاً وفى حالة تلامس الحديد والنحاس يتآكل الحديد أولاً.

٢- العوامل الخارجية: يعتبر الماء والأكسجين والأملاح من العوامل الخارجية التى تؤثر بشكل أساسى فى عملية تآكل المعادن.

وقاية الحديد من الصدأ :

يعد الحفاظ على الفلزات وحمايتها من الصدأ وبالأخص الحديد من أساسيات حماية الاقتصاد العالمى

وفيما يلي بعض طرق حماية الحديد من الصدأ بتغطيته بمادة أخرى لعزله عن الوسط المحيط به، ويتم ذلك بإحدى وسيلتين هما :

(١) الطلاء بالمواد العضوية كالزيت أو الورنيش أو السلاقون، وهى طريقة غير فعالة على المدى البعيد.

(٢) التغطية بالفلزات المقاومة للتآكل فمثلا تجرى عملية (جلفنة الصلب) بغمس الصلب فى الخارصين المنصهر كما يستخدم الماغنسيوم فى وقاية الصلب المستخدم فى صناعة السفن، والقصدير فى وقاية الحديد المستخدم فى صناعة علب المأكولات المعدنية،

أ - الحماية الكاثودية (الغطاء الكاثودى) :

فإذا كان الفلز الواقى أقل نشاطا (مثل القصدير) من الفلز الأسمى (مثل الحديد) تتكون خلية جلفانية يكون الحديد الفلز الأنشط هو الأنود والقصدير الفلز الأقل نشاطا هو الكاثود فيتآكل الحديد - لذا يصدأ الحديد المغطى بالقصدير عند الخدش أكثر وأسرع من الحديد .

ب - الحماية الأنودية (الغطاء الأنودى) :

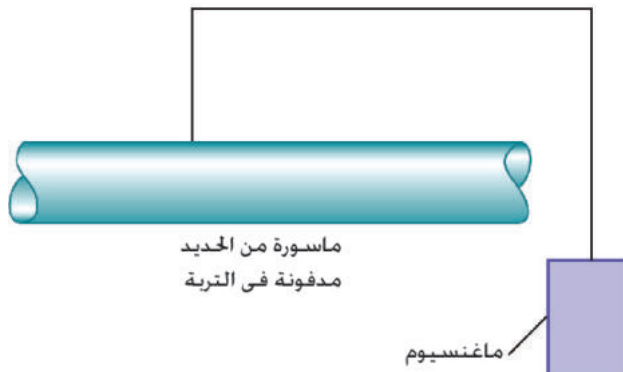
أى تغطية الفلز بفلز أكثر منه نشاطا مثل طلاء الحديد بالخارصين (جلفنة الحديد) حيث إن الخارصين يسبق الحديد فى سلسلة الجهود الكهربائية فعندما تنشأ خلية جلفانية يكون الخارصين فيها هو الأنود فإنه يتآكل أولا بالكامل قبل أن يبدأ الحديد فى التآكل ويستغرق هذا وقتا طويلاً حيث أن تآكل الحديد يبدأ من سطحه .

ونظرا لأن هياكل السفن تكون دائما الاتصال بالماء المالح وكذلك مواسير الحديد المدفونة فى التربة الرطبة، فإنها تكون أكثر عرضة للتآكل.. ولحمايتها يتم جعلها كاثودا وذلك بتوصيلها بفلز آخر أكثر

نشاطا من الحديد وليكن الماغنسيوم ليعمل

كأنود، فيتآكل الماغنسيوم بدلا من الحديد،

لذا يسمى الماغنسيوم بالقطب المضحى.



شكل (٤ - ٩) القطب المضحى

ثانياً : الخلايا الإلكتروليتية Electrolytic cells

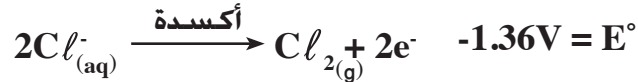
الخلايا الإلكتروليتية هي خلايا كهربية تستخدم فيها الطاقة من مصدر خارجي لإحداث تفاعل أكسدة - اختزال غير تلقائي الحدوث، وهي عبارة عن إناء كالمبين بالشكل (٤ - ١٠) يحتوى على محلول إلكتروليتي (سواء كان محلولاً لأحد الأملاح أو القواعد أو الأحماض أو مصهوراً لأحد الأملاح) مغموراً به قطبان من مادة واحدة (مثل الكربون أو البلاتين) أو كل منهما من مادة مختلفة (مثل الكربون - البلاتين - النحاس - الخارصين أو غيرها) ويوصل أحد القطبين بالقطب الموجب للبطارية ليصبح قطب موجب الشحنة وعنده تتم تفاعلات أكسدة Oxidation عند الأنود بينما القطب الثاني يوصل بالقطب السالب للبطارية وعنده تتم تفاعلات اختزال Reduction عند الكاثود.

وجدير بالذكر أن الألكتروليتات التي تستخدم كموصلات في هذه الخلايا تختلف عن الموصلات الإلكتروليتية (الفلزات) - وهناك نوعان من الإلكتروليتات السائلة - النوع الأول يشمل محاليل الأحماض والقلويات والأملاح والثاني مصهور الأملاح.

وعند توصيل القطبين بحيث يكون الجهد الواقع على الخلية يفوق قليلاً الجهد الانعكاسي للخلية يسرى تيار كهربى في الخلية الإلكتروليتية وهنا تتجه الأيونات الموجبة من المحلول الإلكتروليتي الموصل بين القطبين نحو القطب السالب (الكاثود) وتتعاذل شحنتها باكتسابها إلكترونات (اختزال) بينما تتجه الأيونات السالبة من المحلول الإلكتروليتي نحو القطب الموجب (الأنود) وتتعاذل شحنتها بفقد إلكترونات (أكسدة).

فإذا كان المحلول الإلكتروليتي في هذه الخلية عبارة عن محلول كلوريد النحاس (CuCl_2) فإن تفاعلات الأكسدة - اختزال التالية سوف تحدث في الخلية الإلكتروليتية :

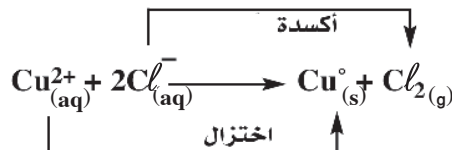
أ- تفاعل أكسدة المصعد (الأنود) وهو القطب الموجب

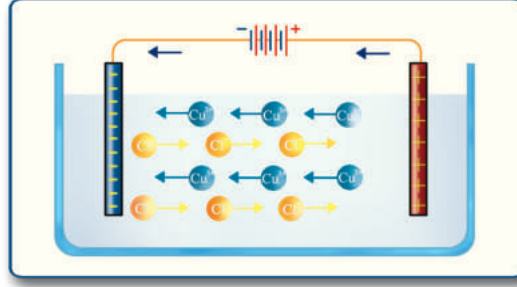


ب- تفاعل اختزال المهبط (الكاثود) وهو القطب السالب



ويكون التفاعل الكلى الحادث في الخلية هو مجموع تفاعلي الأنود والكاثود.





شكل (٤ - ١٠)

II خلية التحليل الكهربى لمحلول كلوريد النحاس

وجهد الخلية = مجموع جهدى الأكسدة والاختزال لنصفى الخلية.

$$emf = -1.36 + 0.34 = -1.02V$$

والإشارة السالبة لجهد الخلية هنا تعنى أن التفاعل الكلى الحادث فى الخلية لا يتم تلقائيا إذا كان فى خلية جلفانية ولكنه يتم فى خلية إلكتروليتيية باستخدام طاقة كهربية من مصدر خارجي.

ويطلق على مثل هذه العملية التى تم فيها فصل مكونات المحلول الإلكتروليتي (مثل تصاعد الكلور

وترسيب النحاس) بالتحليل الكهربى Electrolysis

التحليل الكهربى : هو التحلل الكيميائى للمحلول الإلكتروليتي بفعل مرور التيار الكهربى به.

قوانين فاراداي للتحليل الكهربى:

مما سبق يتضح أنه يمكن استخدام ظاهرة مرور التيار الكهربى فى محاليل التوصيل الكهربى، وما يتبعها من تعادل أيونات هذه المحاليل وتحررها فى تطبيقات كثيرة صناعية ومعملية وحتى يمكن وضع أساس علمى لهذه العمليات، فقد قام العالم فاراداي باستنباط يالعلقة بين كمية الكهرباء التى يتم تمريرها فى محلول وبين كمية المادة التى يتم تحريرها عند الأقطاب، ولخص هذه العلاقة فى قانونين سميا باسمه.

القانون الأول لفاراداي:

تتناسب كمية المادة المتكونة أو المستهلكة عند أى قطب سواء كانت غازية أو صلبة تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء التى تمر فى المحلول أو المصهور الإلكتروليتي.

تحقيق القانون الأول لفاراداي : بتمرير كميات مختلفة من التيار فى نفس المحلول وحساب نسبة كتل المواد المتكونة على الكاثود أو الذائبة من الأنود ومقارنة هذه النسب بنسب كميات الكهرباء التى تم تمريرها.

القانون الثانى لفاراداي:

كميات المواد المختلفة المتكونة أو المستهلكة بمرور نفس كمية الكهرباء فى عدة إلكتروليات متصلة على التوالي تتناسب مع كتلتها المكافئة.

ويعبر عن القانون الثانى لفاراداي رياضيا بالعلاقة التالية:

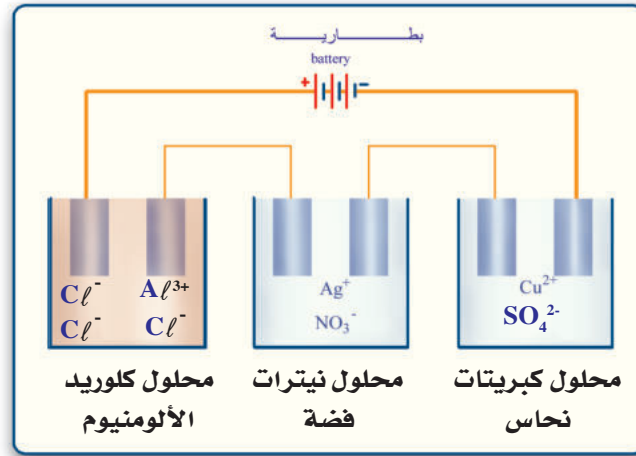
$$\frac{\text{كتلة المكافئة للعنصر الأول}}{\text{كتلة المكافئة للعنصر الثانى}} = \frac{\text{كتلة العنصر الأول}}{\text{كتلة العنصر الثانى}}$$

وتعرف الكتلة المكافئة الجرامية بأنها كتلة المادة التى لها القدرة على فقد أو اكتساب مول واحد من الإلكترونات أثناء التفاعل الكيميائى

$$\frac{\text{الكتلة الذرية الجرامية}}{\text{عدد شحنات أيون العنصر (Z)}} = \text{الكتلة المكافئة الجرامية}$$

تحقيق القانون الثانى لفاراداي: ويمكن اختبار صحة قانون فاراداي الثانى بإمرار نفس كمية الكهرباء

فى مجموعة محاليل : كبريتات النحاس (II) ونترات الفضة وكلوريد الألومنيوم شكل (٤ - ١١)



شكل (٤ - ١١) التحليل الكهربى لعدة محاليل إلكتروليتيّة

ف نجد أن كتلة المواد المتكونة عند الكاثود فى الخلايا وهي: النحاس والفضة والألومنيوم على التوالي تتناسب مع الكتل المكافئة لهذه المواد، أى بنسبة $\text{Al} : \text{Ag} : \text{Cu}$ $9 : 107.88 : 31.75$ على التوالي. (وكمية الكهرباء (بالكولوم) المارة تساوى حاصل ضرب شدة التيار (بالأمبير) المستخدم فى الزمن (بالثانية) الذى تم تمريره خلاله).

$$\text{كمية الكهرباء (Coulomb)} = \text{شدة التيار (Ampere)} \times \text{زمن المرور (Second)}$$

$$[1C = 1A \cdot 1s]$$

الفاراداي:

عند إمرار كمية من الكهرباء مقدارها كولوم واحد 1C في محلول أيونات فضة يتم ترسيب 1.118mg من الفضة أي (0.001118g).

يترسب 0.001118g $\xrightarrow{\text{في محلول } \text{AgNO}_3}$ 1C بإمرار كمية من الكهرباء في محلول نترات الفضة

الكتلة المكافئة $\xrightarrow{F \text{ بإمرار فاراداي في المحلول}}$ $\frac{107.88}{1}$

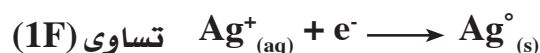
$$\therefore F = \frac{1 \times 107.88}{0.001118} = 96500 \text{ C}$$

ويتضح من ذلك أن ترسيب أو إذابة كتلة مكافئة جرامية من الفضة يتطلب 96500 C وهي أيضا نفس كمية التيار المطلوبة لترسيب أو إذابة الكتلة المكافئة الجرامية لأي عنصر آخر بناء على القانون الثاني لفاراداي، وقد أطلق على هذه الكمية وحدة الفاراداي حيث واحد فاراداي يساوي 96500 C تقريبا.

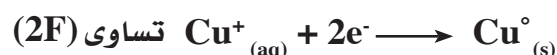
القانون العام للتحليل الكهربى:

عند مرور واحد فاراداي (1F) (96500 C) خلال الإلكتروليت فإن ذلك يؤدي إلى ذوبان أو تصاعد أو ترسيب كتلة مكافئة جرامية من المادة عند أحد الأقطاب.

ولما كانت الذرة الجرامية من المادة تساوى حاصل ضرب الكتلة المكافئة الجرامية في عدد شحنات أيوناتها لذلك فإن وحدات الفاراداي اللازمة لترسيب g/atom من المادة تساوى حاصل ضرب الفاراداي في شحنة الأيون (Z) لذلك فإن كمية الكهرباء اللازمة لترسيب g/atom من الفضة في التفاعل



وكمية التيار الكهربى اللازمة لترسيب g/atom النحاس بناء على التفاعل



وعموما فإن كتلة المادة المترسبة يمكن حسابها بالعلاقة التالية:

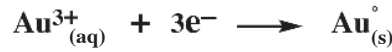
كتلة المادة المترسبة (بالجرام) =

$$\frac{\text{شدة التيار (A)} \times \text{الزمن (s)} \times \text{الكتلة المكافئة للمادة المترسبة}}{96500}$$

96500

مثال (١)

ما كتلة كل من الذهب والكلور الناتجين من إمرار 10000 C من الكهرباء في محلول مائي من كلوريد الذهب (III) علما بأن التفاعلات التي تحدث عند الأقطاب هي:



الحل:

$$65.6631\text{g} = \frac{196.98}{3} = \text{الكتلة المكافئة للذهب}$$

$$35.45\text{g} = \frac{35.45}{1} = \frac{\text{الكتلة الذرية}}{1} = \text{الكتلة المكافئة للكلور}$$

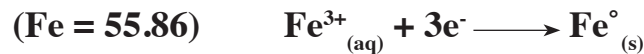
$$\text{كتلة الذهب المترسب} = \frac{\text{كمية التيار } C \times \text{الكتلة المكافئة للذهب}}{96500 \text{ C}}$$

$$\frac{65.66 \times 10000}{96500} = 6.8 \text{ g}$$

$$3.67 \text{ g} = \frac{35.66 \times 10000}{96500} = \text{وبالمثل فإن كتلة الكلور المتصاعد}$$

مثال (٢):

ما كمية الكهرباء مقدرة بالكولوم اللازمة لفصل 5.6g من الحديد من محلول كلوريد الحديد (III) علما بأن تفاعل الكاثود هو:



الحل

$$18.56 \text{ g} = \frac{55.86}{3} = \frac{\text{الكتلة الذرية}}{3} = \frac{\text{الكتلة الذرية}}{\text{التكافؤ}} = \text{الكتلة المكافئة للحديد}$$

ومعنى ذلك أن:

ترسيب 18.56g حديد يحتاج إلى 96500 C

وأن ترسيب 5.6 جم حديد يحتاج إلى C (X)

$$29116.5 \text{ C} = \frac{96500 \times 5.6}{18.62} = \frac{\text{كتلة المادة المترسبة} \times 96500}{\text{الكتلة المكافئة للمادة المترسبة}}$$

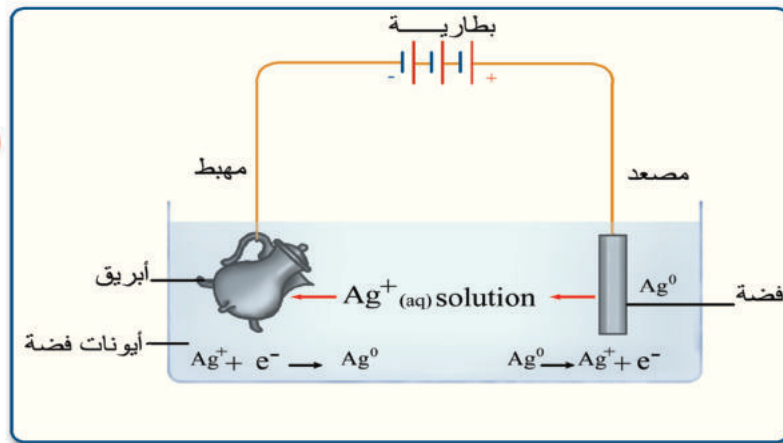
تطبيقات على التحليل الكهربى

١- الطلاء بالكهرباء Electroplating

هى عملية تكوين طبقة رقيقة من فلز معين على سطح فلز آخر لإعطائه مظهرا جميلا ولامعا أو لحمايته من التآكل ذ فوجد مثلا أن بعض أجزاء السيارات المصنوعة من الصلب تطلّى كهربيا بطبقة من الكروم لتأخذ شكلا جماليا وأيضا لحمايتها من التآكل وكذلك فإن بعض الأدوات الصحية مثل الصنابير والخلاطات تطلّى كهربيا بالكروم أو الذهب كذلك يستفاد من عملية الطلاء الكهربى فى رفع قيمة بعض الفلزات والمعادن الرخيصة بعد طلاؤها بالكروم أو الذهب أو الفضة.

فإذا أخذنا مثلا طلاء إبريق بطبقة من الفضة ، فإنه يتم أولا تنظيف سطح الإبريق تماما ثم يغمس فى محلول إلكترولى يحتوى على أيونات الفضة (نترات الفضة مثلا) ويوضع فى المحلول أيضا عمود من فلز الفضة ، ويوصل الإبريق بالقطب السالب لبطارية ، ويصبح بذلك مهبطا (كاثودا) ويوصل عمود الفضة بالقطب الموجب ، ويصبح بذلك مصعدا (أنودا) ، كما هو موضح بالشكل (٤-١٢)

شكل (٤-١٢)
الطلاء بالكهرباء



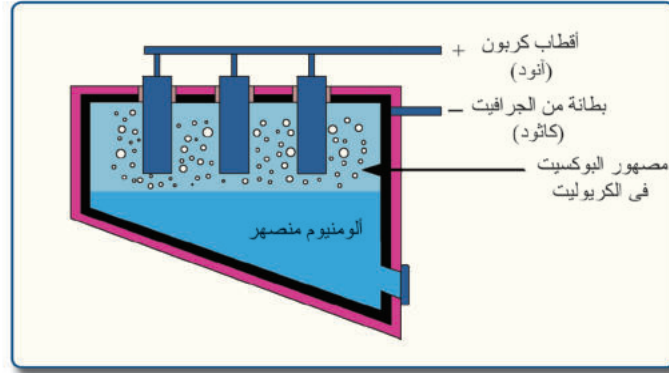
١- استخلاص الألومنيوم :

يستخلص الألومنيوم كهربيا من خام البوكسيت (Al_2O_3) المذاب فى مصهور الكريوليت (Na_3AlF_6) Cryollite المحتوى على قليل من الفلورسبار (CaF_2) لخفض درجة انصهار المخلوط من $2045C$ إلى $950C$ وحديثا يستعاض عن الكريوليت باستخدام مخلوط من أملاح فلوريدات كل من الألومنيوم ، الصوديوم ،



والكالسيوم حيث يعطى هذا المخلوط مع البوكسيت مصهورا يتميز بانخفاض درجة انصهاره وكذلك انخفاض كثافته مقارنة بالمصهور مع الكريوليت. وانخفاض كثافة المصهور يسهل فصل الألومنيوم المنصهر والذي يكون راسبا في قاع خلية التحليل الكهربى.

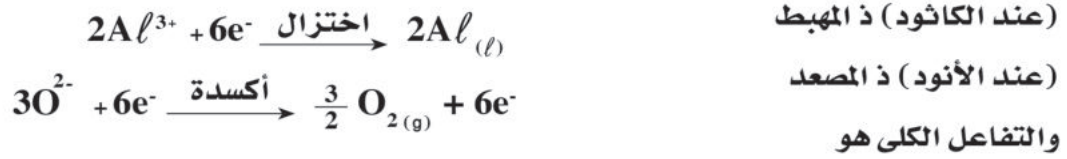
والشكل (٤-١٣) يمثل رسما تخطيطيا لخلية التحليل الكهربى المستخدمة.



شكل (٤-١٣)

خالية التحليل الكهربى للبوكسيت

وفى هذه الخلية يكون المهبط (الكاثود) هو جسم إناء الخلية المصنوع من الحديد والمبطن بطبقة من الكربون (جرافيت) بينما يكون المصعد (الأنود) عبارة عن اسطوانات من الكربون (جرافيت) وعند مرور التيار الكهربى بين قطبى الخلية يحدث تفاعل أكسدة واختزال :



ويتفاعل الأكسجين المتصاعد مع أقطاب الكربون مكونات غازات أول وثانى أكسيد الكربون لذا يلزم

تغييرها باستمرار لتأكلها :



ويسحب الألومنيوم من الخلية من خلال فتحة خاصة بذلك.

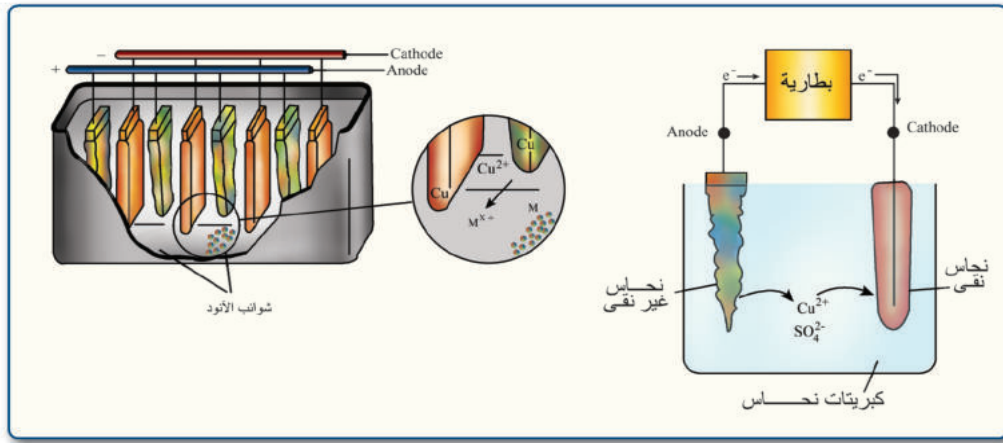
٣- تنقية المعادن :

تكون درجة نقاوة المعادن التى يتم تحضيرها فى الصناعة أقل من درجة تفاوتها المطلوبة لبعض الاستخدامات المعينة ، وبالتالي تقلل من كفاءتها ، فمثلا النحاس الذى نقاوته 99% يحتوى على شوائب الحديد والخرصين والذهب والفضة ، والتى تقلل من قابلية النحاس للتوصيل الكهربائى وأيضا من جودته لذلك تستخدم طريقة التحليل الكهربى لتنقية النحاس الذى يراد استعماله فى صناعة الأسلاك الكهربائية .

ويكون الأنود (القطب الموجب) فى خلية التحليل الكهربى هو فلز النحاس (Cu^0) غير النقى ويكون الكاثود (القطب السالب) من سلك أو رقائق النحاس النقى ، ومحلل التوصيل الكهربى يكون عبارة عن محلول مائى من كبريتات النحاس التى تتفكك جزيئاتها فى الماء إلى أيونات النحاس (Cu^{2+}) والكبريتات (SO_4^{2-})

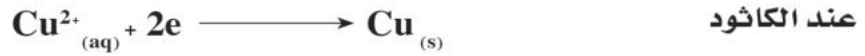
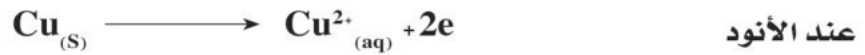


وعند مرور التيار الكهربائى من البطارية الخارجية عند جهد يزيد قليلا عن الجهد القياسى لنصف خلية النحاس، تتجه الأيونات نحو الأقطاب المخالفة فى الشحنة .



شكل (٤-١٤) تنقية النحاس كهربياً

فعند المصعد (الأنود) يذوب النحاس (يتأكسد) ويتحول إلى أيونات نحاس Cu^{2+} تنتشر فى المحلول ثم تعود وتترسب أيونات النحاس هذه من المحلول فى صورة نحاس نقى مرة أخرى عند الكاثود



أما الشوائب الموجودة أصلا فى مادة المصعد (الأنود)، فإن بعضها يذوب (يتأكسد) فى المحلول مثل الحديد والخرصين ولكنها لا تترسب على الكاثود لصعوبة اختزالها بالنسبة لأيونات النحاس



وبالنسبة للشوائب الأخرى مثل الذهب والفضة إذا وجدت فى مادة الأنود فلا تتأكسد (لا تذوب) عند جهد تأكسد النحاس وتتساقط أسفل الأنود وتزال فى قاع الخلية ويمكن بهذه الطريقة الحصول على نحاس درجة نقاوته 99.95% بالإضافة إلى إمكانية فصل بعض المعادن النفيسة مثل الذهب والفضة من خامات النحاس كما يتضح بالشكل (٤ - ١٤)

التقويم

السؤال الأول :

تخير الجابة الصحيحة من بين الأقواس :

- ١ - المواد التى توصل التيار عن طريق حركة أيوناتا هى موصلات
(معدنية ذ إلكترونية ذ إلكترونية)
- ٢ - الأنظمة التى يتم فيها تححويل الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية نتيجة لحدوث تفاعل أكسدة واختزال بشكل تلقائى هى
(خلايا إلكترونية - خلايا جلفانية - خلايا شمسية)
- ٣ - القطب الذى يحدث عنده عملية الاختزال فى الخلايا الجلفانية هو
(القطب الموجب - الأنود - الكاثود)
- ٤ - القطب الذى تحدث عنده عملية الأكسدة فى الخلايا الإللكترونية هو
(القطب السالب - الأنود - الكاثود)
- ٥ - الجسيمات المادية المتحركة فى المصهور أو المحلول والغنية بالإلكترونات هى
(الأيونات الموجبة - الأيونات السالبة - الجزيئات)
- ٦ - جهد قطب الهيدروجين القياسى له قيمة
(صفر - موجبة - سالبة)
- ٧ - عند مرور كمضية من الكهرباء فى خلايا إلكترونية متصلة على التوالى فإن كتل العناصر المتكونة عند الأقطاب تتناسب مع
(كتلتها الذرية - أعدادها الذرية - كتلتها المكافئة)
- ٨ - إذا كانت قيمة جهود الاختزال القياسية لكل من الخارصين $0.762V$ - والنikkel $0.230V$ -
على الترتيب فإن emf للخلية هى V
 $((0.99) / (0.76) / (0.53))$

السؤال الثاني :

- ١ - أحسب كمية الكهرباء بالفاراداي اللازمة لترسيب مول من الألومنيوم عند التحليل الكهربى لمصهور Al_2O_3 .
($A1=27$)
- ٢ - أحسب كتلة الكالسيوم المترسبة عند الكاثود نتيجة مرور كمية من الكهرباء مقدارها ،
98650 Coul. فى مصهور كلوريد الكالسيوم.
($Ca=40$)
- ٣ - أكتب الرمز الاصطلاحي لخلية جلفانية مكونة من قطب Sn^{2+} / Sn وقطب Ag^+ / Ag
ثم أحسب emf إذا علمت أن جهد الاختزال القياسى لكل من القصدير $-0.147V$ والفضة $0.8V$

السؤال الثالث :

علل لما يأتى :

- ١ - أهمية خلايا الوقود بالنسبة لمركبات الفضاء
- ٢ - تفضل بطارية أيون الليثيوم عن بطارية المركم الرصاصى الحامضى

السؤال الرابع :

وضح التفاعلات التى تحدث داخل كلا من :

- أ- خلية الوقود
- ب- مركم الرصاص (شحن وتفريغ)
- ج- خلية الزئبق
- د- بطارية الليثيوم أيون

السؤال الخامس :

أعطيت ملعقة نحاسية ما هى الخطوات الواجب اتباعها لطلائها بطبقة من الفضة ، مع كتابة المعادلات التى تحدث عند كل من الكاثود والأنود (المهبط والمصعد)

السؤال السادس :

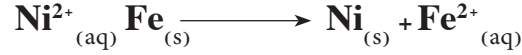
كيف يمكن الحصول على الألومنيوم من البوكسيت ؟

السؤال السابع :

النحاس النقى 99% يحتوى على نسبة من الشوائب. وضح كيف يمكن تنقيته من الشوائب للحصول على نحاس نقاوته 99.95%

السؤال الثامن :

أكتب الرمز الاصطلاحي للخلية الجلفانية التي يحدث بها التفاعل التالي :



ثم بين :

أ - الكاثود والأنود (المبسط والمصعد)

ب - اتجاه سريان التيار

السؤال التاسع :

كم دقيقة تلزم لإتمام ما يلي :

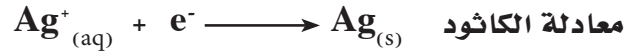
أ - إنتاج 10500 C من تيار شدته 25A.

ب - ترسيب 21.5g من الفضة من محلول نيترات الفضة بمرور تيار شدته 10A

السؤال العاشر :

أحسب كمية الكهرباء (بالفاراداي) اللازمة لترسيب 10g من الفضة على سطح شوكة خلال عملية

الطلاء بالكهرباء (Ag=108)



السؤال الحادي عشر :

كيف يمكن الحصول على الذهب الخالص من سلك نحاس يحتوى على شوائب من الذهب ؟

السؤال الثاني عشر :

قارن بين كل من المبسط (الكاثود) والمصعد (الأنود) فى الخلايا الجلفانية والخلايا الإلكتروليتية.