

شكراً لتحميلك هذا الملف من موقع المناهج العمانية



ملخص الوحدة الثانية مع التمارين

[موقع المناهج](#) ← [المناهج العمانية](#) ← [الصف الثاني عشر](#) ← [كيمياء](#) ← [الفصل الأول](#) ← [الملف](#)

تاريخ نشر الملف على موقع المناهج: 20:55:37 2022-11-08

التواصل الاجتماعي بحسب الصف الثاني عشر



روابط مواد الصف الثاني عشر على تلغرام

[الرياضيات](#)

[اللغة الانجليزية](#)

[اللغة العربية](#)

[التربية الاسلامية](#)

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر والمادة كيمياء في الفصل الأول

شرح العلاقة بين K_a و K_b و K_w	1
ملخص شرح درس ثابت تأين القواعد الضعيفة K_b وحساب K_b لقاعدة ضعيفة منهج جديد	2
ملخص شرح ثابت تأين الماء K_w وحساب الرقم الهيدروجيني pH نسخة جديدة	3
شرح الوحدة الأولى الاتزان في المحاليل المائية من كتاب المعين نسخة جديدة	4

المزيد من الملفات بحسب الصف الثاني عشر والمادة كيمياء في الفصل الأول

[ملخص شرح نظرية برونستد لوري](#)

5


الفصل الثاني
الخلايا الكهروكيميائية والتحليل الكهربائي
Electrochemical Cells & Electrolysis

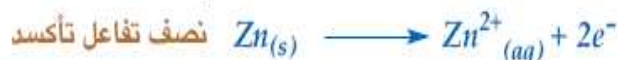
٢-١ الخلايا الجلفانية (الفولتية) Galvanic (Voltaic) Cells :

سميت بالخلايا الجلفانية نسبة إلى ليوجي جلفاني *Luigi Galvani* أو الخلايا الفولتية نسبة إلى أليساندرو فولتا *Alessandro Volta* وذلك لإسهاماتهما في تفسير عمل هذه الخلايا.

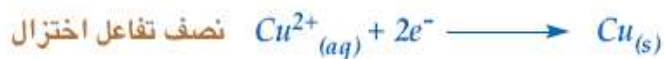
استكشاف (١): إحلال الخارصين محل أيونات النحاس

التحليل والتفسير

(أ) أن لوح الخارصين قد نقصت كتلته ويمكن تفسير هذا النقص في الكتلة بأن بعض ذرات الخارصين Zn قد تركت اللوح متحولة إلى أيونات خارصين Zn^{2+} (تأكسدت) وانتشرت في المحلول .



(ب) أن الإلكترونات التي فقدتها ذرات الخارصين قد اكتسبتها (انتزعتها) أيونات النحاس Cu^{2+} الموجودة في المحلول متحولة إلى ذرات نحاس (اختزلت).



(ج) التفاعل الكلي (تفاعل التأكسد - اختزال)



والسؤال كيف يمكن تحويل الطاقة الحرارية الناتجة إلى طاقة كهربائية؟

بفصل العامل المؤكسد عن العامل المختزل بحيث يتم انتقال الإلكترونات بين الخارصين وأيونات النحاس (II) عبر سلك معدني (بدلاً من انتقالها مباشرة بينهما) والتي عرفت بالخلية الجلفانية .

وتعرف الخلية الجلفانية بأنها أداة تتكون من نصفي خلية وهذه الأداة تنتج الكهرباء تلقائياً

وتتكون من جزأين يسمى كل واحد منهما نصف خلية *half-cell* والذي يتكون من قطب *electrode* واحد ومحلول إلكتروليتي .

ومن أشهر الأمثلة على الخلايا الجلفانية خلية النحاس - خارصين



القنطرة الملحية *salt bridge*

أنبوب على شكل حرف U تملأ بمحلول إلكتروليتي مثل $NaCl$ أو KNO_3 أو K_2SO_4 ، يغلق طرفيها بالقطن وتقلب لينغمسا في محلولي الوعاءين ، وظيفتها إكمال الدائرة الكهربائية ومنع التماس المباشر بين محلولي نصفي الخلية والمحافظة على الإلتزان الكهربائي فيهما ، وذلك نتيجة الاختلال الذي يحدث .
تفاعل التأكسد - اختزال .

ولكي نفسر منشأ التيار الكهربائي في الخلية سندرس ما يحدث من خلال المشاهدات على خلية الفضة - نحاس

مشاهدات خلية الفضة - نحاس



المشاهدة

الرقم

١ تنقص كتلة قطب النحاس ويزداد تركيز اللون الأزرق للمحلول.

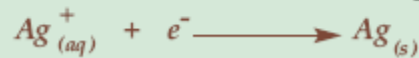
التفسير

يتأكسد النحاس مكوناً أيونات النحاس (II) التي تلون المحلول باللون الأزرق



٢ تزداد كتلة قطب الفضة وتظهر عليه بلورات فضة لامعة .

يحدث اختزال لأيونات الفضة مكوناً ذرات فضة تترسب على القطب



٣ ينتقل اللون الأزرق ببطء إلى الأنبوب U من جهة النحاس إلى جهة الفضة، ويبقى المحلول متعادلاً كهربائياً .

تتجه أيونات النحاس (II) نحو المهبط والأيونات السالبة تتجه نحو المصعد وذلك لتعويض النقص في الأيونات مثل أيونات الفضة .

٤ يشير الفولتميتر إلى أن قطب الفضة هو المهبط (+) وقطب النحاس هو المصعد (-) .

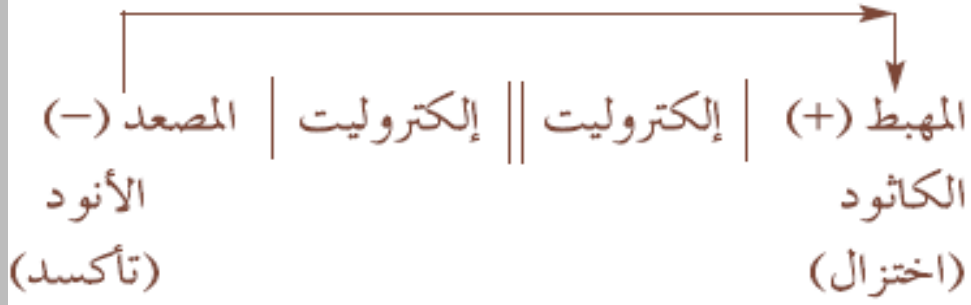
الإلكترونات تتحرك من قطب النحاس إلى قطب الفضة خلال السلك المعدني .

٥ يبين الفولتميتر سريان تيار كهربائي بين قطبي النحاس والفضة .

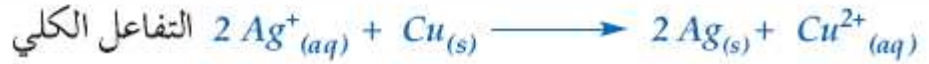
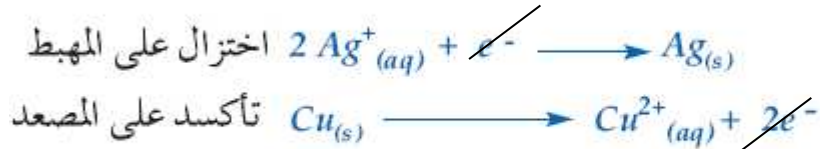
تغادر الإلكترونات نصف خلية النحاس وتدخل نصف خلية الفضة .



وعادة يرمز إلى الخلية الجلفانية بالرمز العام الآتي:
(حركة الإلكترونات)



ويعبر عن التفاعلات التي تحدث في الخلية السابقة كما يلي :



٢-٢ الخلايا القياسية وجهد الخلايا Standard Cells & Cell Potentials



بعض المصطلحات:

(1) القوة الدافعة الكهربائية (*electromotive force (emf)*)

إن التيار الكهربائي الذي نحصل عليه من أي خلية جلفانية يأتي نتيجة انتقال الإلكترونات من المصعد إلى المهبط ، لأن انتقال الإلكترونات يحتاج إلى قوة تدفعها وتحركها في السلك الموصل بين المصعد والمهبط .

(2) جهد الخلية *cell potential* ويرمز إليه بالرمز ΔE .

(3) جهد الخلية القياسي بالرمز ΔE°

وهو عبارة عن أعلى فرق جهد كهربائي (فولتية $Voltage$) للخلية التي تعمل في الظروف القياسية وهي :

تركيز $1.0 M$ للمحاليل ودرجة حرارة $25^{\circ}C$ ($298^{\circ}K$) وضغط جوي $1.0 atm$ للغازات (إن وجدت) .
وهي تمثل فرق الطاقة (لكل وحدة شحنة) بين المهبط والمصعد
ويقاس هذا الفرق بوحدّة الفولت $Volt$ ويستخدم لقياسها جهاز الفولتميتر .

(4) جهد الاختزال القياسي الذي يرمز إليه بالرمز (E_r°)

يعبر عن ميل نصف الخلية القياسي لجذب الإلكترونات

أي أنه يحدث فيها اختزال، وكلما زاد هذا الميل زادت قيمة جهد الاختزال، وعليه فإن جهد الخلية هو الفرق بين جهدي الاختزال لنصفي الخلية .

$$\Delta E^{\circ} = E_r^{\circ} - E_c^{\circ}$$

للمصعد للمهبط للخلية

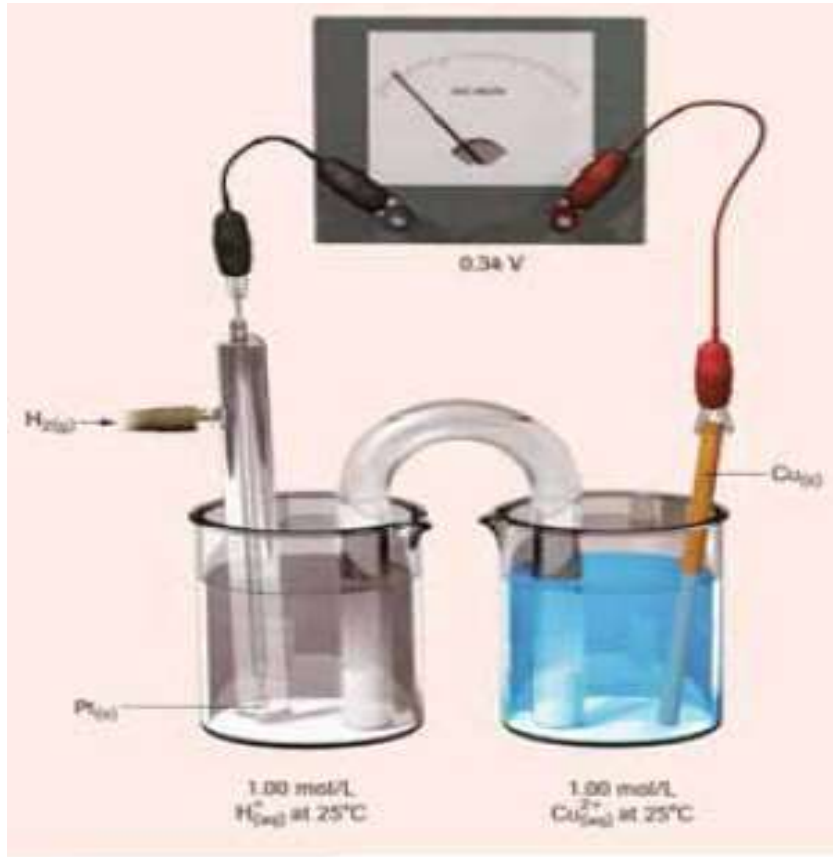
٢-٢-١ قطب الهيدروجين القياسي *Standard Hydrogen Electrode*

لا توجد طريقة عملية لقياس فرق الجهد بين أي قطب وأيوناته في المحلول (أي جهد قطب منفرد أو نصف خلية) بدون وجود قطب آخر (نصف خلية أخرى)، لأن الخلية الجلفانية تحتاج إلى قطبين (نصفي خلية) يحدث لأحدهما نصف تفاعل تأكسد وللآخر نصف تفاعل اختزال. ولذلك عند قياس جهد قطب لعنصر معين لا بد من تكوين خلية من هذا القطب مع قطب آخر معلوم الجهد .



٢-٢-٢ قياس جهود الاختزال القياسية *Measuring Standard Reduction Potentials*

مثال (١) لخالية النحاس-الهيدروجين



خلية النحاس والهيدروجين

مقدار الفولتية يبين القيمة الرقمية لجهد القطب:

واتجاه التيار يبين إشارة جهد القطب ،

إذا كانت إشارة الفولتية (ΔE°) موجبة فإن الطرف الموجب للفولتيمتر يكون

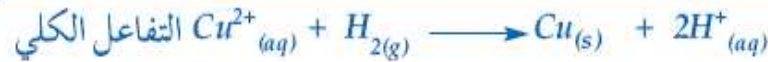
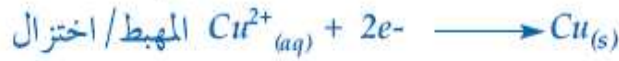
مرتبطاً بالمهبط وإن العامل المؤكسد على المهبط أقوى من أيونات الهيدروجين

Electrochemical Cells & Electrolysis

الخلايا الكهروكيميائية والتحليل الكهربائي

الفصل الثاني

ويعني ذلك أن أيونات النحاس (Cu^{2+}) أكثر ميلا لكسب الإلكترونات (للاختزال) من أيونات الهيدروجين، وتسري الإلكترونات من الهيدروجين إلى النحاس وتفاعلاتها كما يلي :

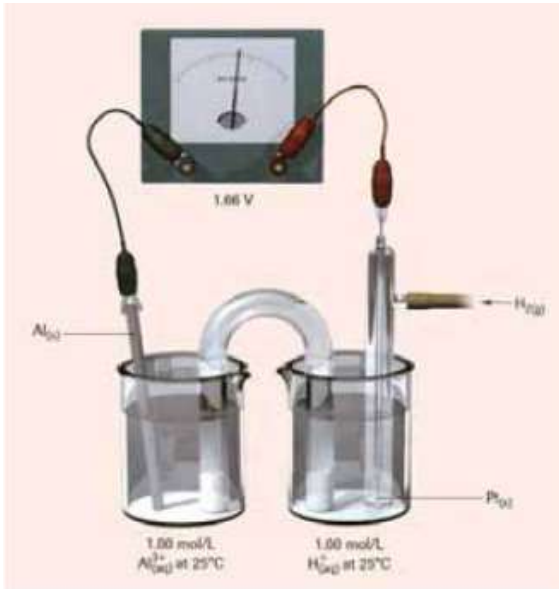


$$\Delta E^{\circ} = +0.34 \text{ V}$$

$$\Delta E^{\circ} = E_r^{\circ} - E_r^{\circ}$$

للمصعد	للمهبط	للخلية
0.00 V	E_r°	0.34 V

$$E_r^{\circ} = 0.34 \text{ V} \quad \text{جهد الاختزال القياسي للنحاس}$$

مثال (٢) لخالية الألمونيوم - الهيدروجين

لنفرض أننا بنينا خلية من قطب الألمونيوم وقطب الهيدروجين القياسيين ووجدنا أن قراءة الفولتميتر هي $(+ 1.66 \text{ V})$ وذلك عندما كان السلتين (قطب الهيدروجين) هو المهبط أي أن الإلكترونات تسري من الألمونيوم إلى الهيدروجين، فإن ذلك يدل على أن أيونات الهيدروجين عامل مؤكسد أقوى من أيونات الألمونيوم بمقدار $(- 1.66 \text{ V})$ ، وبما أن قيمة جهد الاختزال للهيدروجين تساوي صفراً فإن جهد اختزال الألمونيوم تحت قيمة الهيدروجين بهذا المقدار، أي $(- 1.66 \text{ V})$.

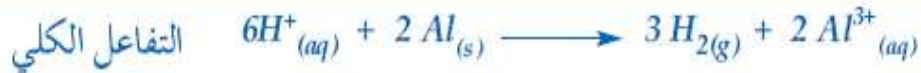
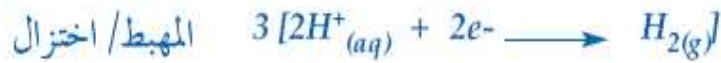
Electrochemical Cells & Electrolysis

الخلايا الكهروكيميائية والتحليل الكهربائي

الفصل الثاني



وللحصول على التفاعل الخلوي الكلي يجب مساواة (موازنة) عدد الإلكترونات في التفاعلين النصفيين وهما :



$$\Delta E^o = E_r^o - E_r^o$$

للمصعد للمهبط للخلية

$$+1.66 = 0.00 V - E_r^o$$

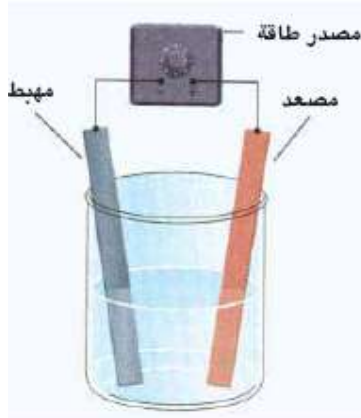
$$E_r^o = -1.66 V \quad \text{جهد اختزال الألومنيوم}$$

٢-٢-٣ جدول جهود الاختزال القياسية *Standard Reduction Potentials Table*

التنبؤ بحدوث التفاعلات الكيميائية - تفاعلات التأكسد والاختزال -
فإذا كانت قيمة ΔE^o موجبة فإن ذلك يعني أن التفاعل يحدث تلقائياً .

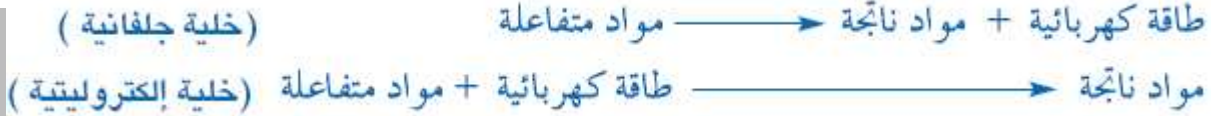


٢-٣ الخلايا الإلكتروليتية والتحليل الكهربائي Electrolytic Cells & Electrolysis



خلية إلكتروليتية

ماذا عن التفاعلات غير التلقائية (لا تحدث تلقائيا) ؟
أن كثيرا من التفاعلات اللازمة لإنتاج مواد عديدة
مثل الألمنيوم والكلور والمواد القاصرة للألوان والسيبائك
وغيرها هي تفاعلات غير تلقائية ولكنها تحدث بتأثير الكهرباء،
وذلك كما يحدث في الخلايا الإلكتروليتية
وتتكون كل خلية إلكتروليتية من قطبين ومادة إلكتروليتية
ومصدر خارجي للطاقة الكهربائية كبطارية مثلا



(١) معرفة العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة:

(أ) العوامل المؤكسدة:

- هي التي تقع على جانب الأيسر من أنصاف التفاعلات.
- كلما زادت قيمة جهد الاختزال زادت قوة المادة كعامل مؤكسد.
- كلما زادت قيمة جهد الاختزال زاد ميل المادة لاكتساب الإلكترونات فهي عامل مؤكسد قوي.
- يعتبر $F_2(g)$ أقوى عامل مؤكسد، $Li(s)$ أضعفهم.

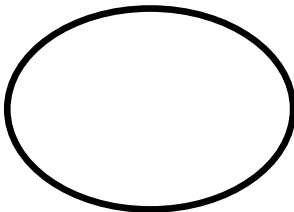


(ب) العوامل المؤكسدة:

- هي التي تقع على جانب الأيمن من أنصاف التفاعلات.
- كلما نقصت قيمة جهد الاختزال زادت قوة المادة كعامل مختزل.
- كلما نقصت قيمة جهد الاختزال زاد ميل المادة لفقد الإلكترونات فهي عامل مختزل قوي.
- يعتبر Li (s) أقوى عامل مختزل, $F_2(g)$ أضعفهم.

نصف التفاعل		جهد الإختزال $E^{\circ}_r(V)$	
$Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$Cu_{(s)}$	+0.34
$SO_4^{2-}_{(aq)} + 4H^+_{(aq)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$H_2SO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$	+0.17
$Sn^{4+}_{(aq)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$Sn^{2+}_{(aq)}$	+0.15
$Cu^{2+}_{(aq)} + e^-$	\rightleftharpoons	$Cu^+_{(aq)}$	+0.15
$2H^+_{(aq)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$H_{2(g)}$	0.00
$Pb^{2+}_{(aq)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$Pb_{(s)}$	-0.13
$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$Sn_{(s)}$	-0.14
$Ni^{2+}_{(aq)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$Ni_{(s)}$	-0.26
$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$Co_{(s)}$	-0.28
$PbSO_{4(s)} + 2e^-$	\rightleftharpoons	$Pb_{(s)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	-0.36

- (٢) المادة التي تعتبر عامل مختزل تستطيع أن تختزل أيونات أو جزيئات عنصر له جهد إختزال أكبر منها وبالتالي يمكن أن تحل محل أيوناته في محاليل أملاحه.



عوامل مؤكسدة

أعلى اليسار

تفاعل تلقائي

(مختزل)

تؤكسد

عوامل مختزلة

أسفل اليمين

العنصر المختزل يستطيع أن يختزل أيونات أو جزيئات أي عنصر آخر له جهد اختزال أكبر منه (أعلى منه في الجدول



والعناصر التي تقع أسفل الهيدروجين تستطيع أن تختزل أيونات الهيدروجين في المحاليل المخففة للأحماض :



الجدول مقارنة بين الخلايا الجلفانية والإلكترولية

وجه المقارنة	الخلية الجلفانية	الخلية الإلكترونية
التلقائية	تفاعل تلقائي (يتج الطاقة)	تفاعل غير تلقائي (يحتاج للطاقة)
فولتية الخلية ΔE^o	(+) موجبة القيمة	(-) سالبة القيمة
المهبط (الكاثود)	- عامل مؤكسد قوي يحدث له اختزال - قطب موجب	- عامل مؤكسد قوي يحدث له اختزال - قطب سالب
المصعد (الأنود)	- عامل مختزل قوي يحدث له تأكسد - قطب سالب	- عامل مختزل قوي يحدث له تأكسد - قطب موجب
اتجاه حركة الإلكترونات	من المصعد إلى المهبط	من المصعد إلى المهبط
اتجاه حركة الأيونات	الأيونات السالبة ← المصعد الأيونات الموجبة ← المهبط	الأيونات السالبة ← المصعد الأيونات الموجبة ← المهبط

٢-٤ التطبيقات العملية والتقانية على الخلايا الكهروكيميائية

Practical & Technological Applications of Electrochemical Cells

٢-٤-١ الخلايا والبطاريات Cells and Batteries

تتكون أي بطارية من قطبين "موصلين للكهرباء في حالة الصلابة) ومادة إلكتروليتيّة "محلولة مائي موصل للكهرباء".

قد تكون الإلكتروليت عبارة عن عجينة رطبة, وتكون الأقطاب معدنية.

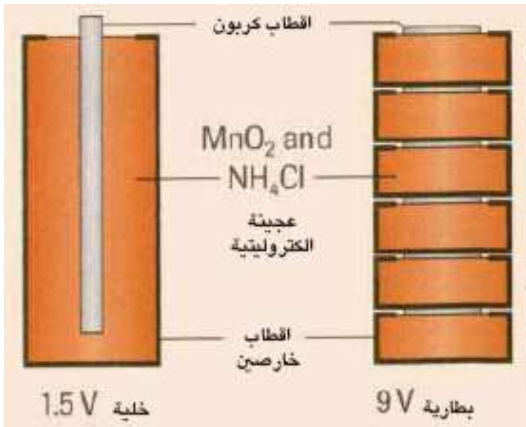
القطب الموجب: المهبط

القطب السالب: المصعد.

تتجه الإلكترونات في الدائرة الخارجة من المصعد الى المهبط منتجة الكهرباء.

توجد ثلاث أنواع من هذه البطاريات:

١- الخلايا الأولية Primary Cells :



من أبسطها البطارية الجافة أو بطارية كلوريد الخارصين، تنتج هذه البطارية 1.5 V ويمكن دمج ست بطاريات منها لتكون البطارية التي تنتج 9.0 V

تستخدم

في كثير من الأجهزة الكهربائية كالراديو ، وقد سميت بالأولية لأنها غير قابلة لإعادة الشحن، وتفاعلاتها كما يلي:

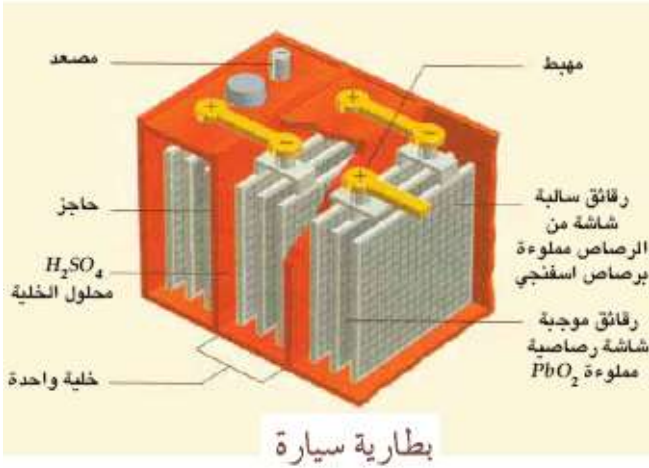
Electrochemical Cells & Electrolysis

الخلايا الكهروكيميائية والتحليل الكهربائي

الفصل الثاني

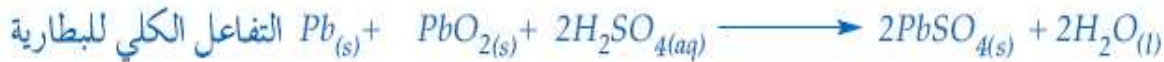
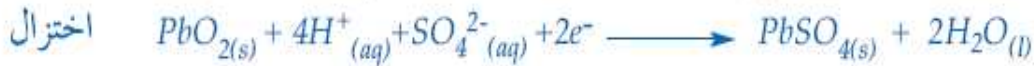


٢- الخلايا الثانوية Secondary Cells :

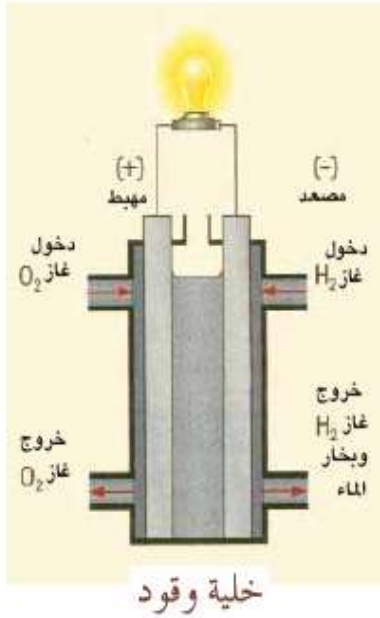


من الأمثلة على هذا النوع من الخلايا بطارية السيارة (المركم الرصاصي) وبطارية النيكاد (نيكل-كاديوم) أو (Ni-Cd)، وتتميز هذه البطاريات بأنها يمكن إعادة شحنها باستخدام الكهرباء وذلك لعكس التفاعلات الكيميائية في الخلية في أثناء إنتاجها للكهرباء.

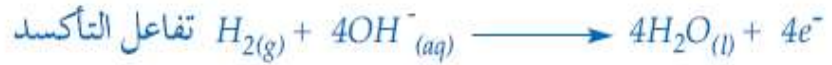
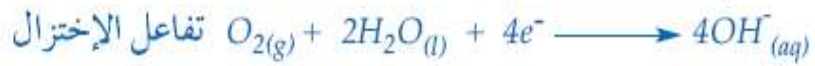
والتفاعلات النصفية التي تحدث في بطارية السيارة :



٣- خلايا الوقود Fuel Cells :



لقد جاء اكتشاف هذه الخلايا حلاً لمشكلة العمر المحدود للخلايا الأولية ، فخلايا الوقود تنتج الكهرباء بتفاعل الوقود الدائم التزويد لاستمرار عمل الخلية . في عام ١٩٥٥م نجح فرانسيس بيكون Francis Bacon في إنتاج خلية وقود عملية تستخدم الهيدروجين والأكسجين كوقود يدفعان إلى محلول هيدروكسيد البوتاسيوم وأقطاب من النيكل المسامي وتحدث فيها التفاعلات الآتية :

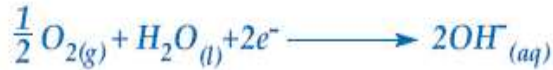
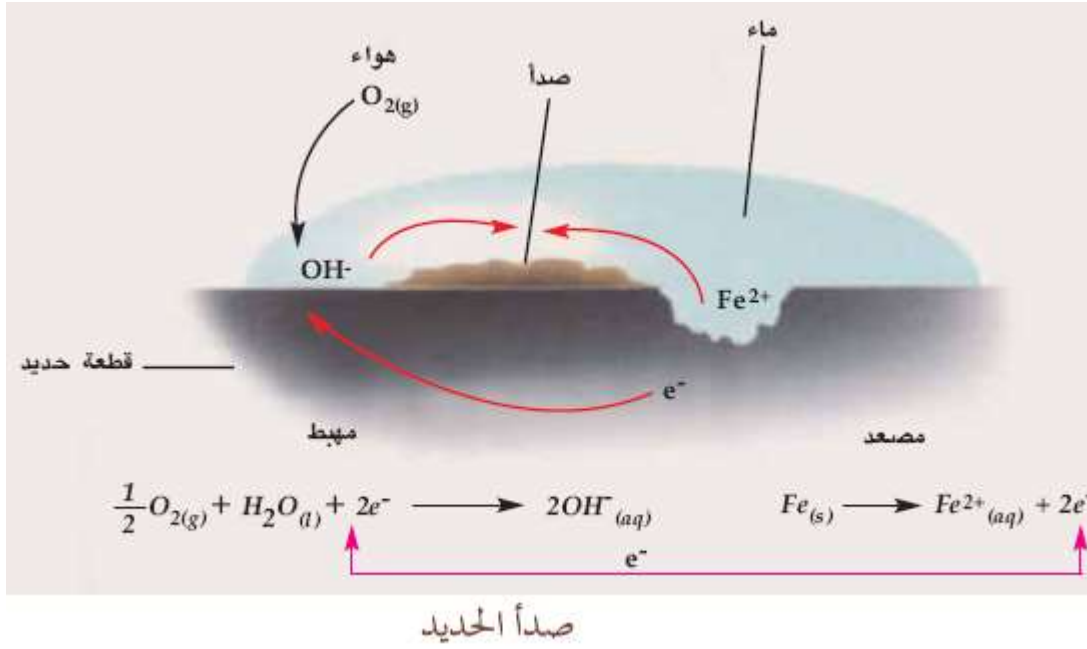


٢-٤-٢- التآكل Corrosion

التآكل عملية كهروكيميائية يتفاعل فيها المعدن أو الفلز مع المواد الموجودة في بيئته ويعود إلى حالة أشبه بالحام ، وذلك لأن البيئة تحتوي على الأكسجين كعامل مؤكسد .

* صدأ الحديد Rusting of Iron :

ثم تنتشر أيونات الحديد (II) في الماء الموجود على سطح الحديد، وتنتقل الإلكترونات عبر ذرات الحديد إلى الأكسجين المذاب في الماء .



تتحد أيونات الحديد (II) مع أيونات الهيدروكسيد مكونة طبقة هشة قليلة الذوبان في الماء من هيدروكسيد الحديد (II)، والتي تتأكسد إلى هيدروكسيد الحديد (III) الصلب ذي اللون البني المصفر بوجود الماء والأكسجين:

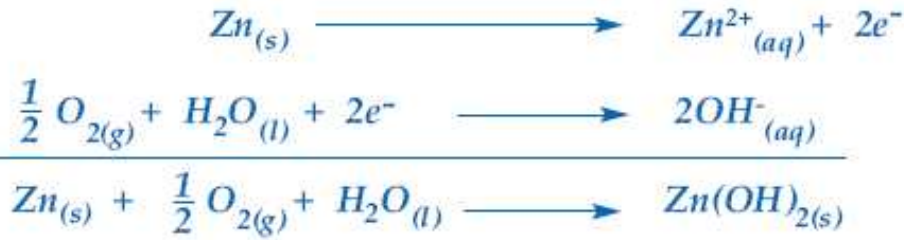


ويتكون صدأ الحديد $Fe_2O_3 \cdot xH_2O_{(s)}$ ذو اللون البني المحمر بنزع بعض الماء من هيدروكسيد الحديد (III).

* منع التآكل *Corrosion Prevention* :(1) * الحماية بالطلاء (التغطية) *Protective Coating* :

(أ) يمكن حماية الحديد من الصدأ بتغطية سطح الحديد بالدهان كلياً بحيث يبقى الدهان دائماً، ولكن إذا تعرض السطح للخدش يبدأ الحديد بالصدأ .

(ب) كما يمكن غمس الحديد في مصهور فلز أكثر نشاطاً من الحديد مثل الخارصين فيما يسمى جلفنة الحديد *galvanizing of iron* فيتأكسد الخارصين تفضيلاً عند تعرضه للهواء والرطوبة وحتى عند خدش هذه الطبقة تتكون خلية جلفانية يكون الخارصين فيها مصعداً (عامل مختزل أقوى من الحديد) والحديد مهبطاً كما يلي:



يعمل $\text{Zn}(\text{OH})_2$ كمادة مانعة من استمرار التفاعل حيث يغطي الطبقة المعرضة للتأكسد من الخارصين وبذلك يحمي الحديد والخارصين من الصدأ .

(ب) * الحماية المهبطية Cathodic Protection :



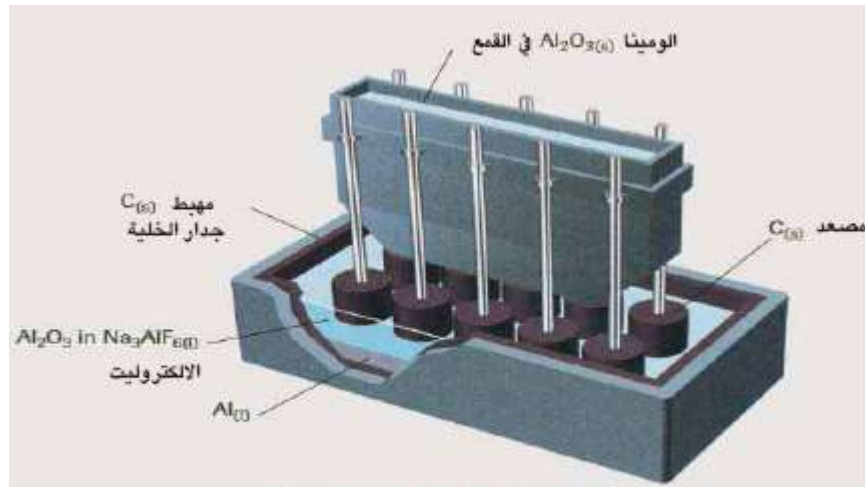
الحماية المهبطية

تستخدم هذه الطريقة لحماية الخزانات وأنابيب نقل البترول المدفونة تحت سطح الأرض أو السفن والقوارب التي ينغمر جزء منها تحت سطح الماء من الصدأ (الشكل) وذلك بتوصيل أجسامها بكتل من الخارصين أو الماغنيسيوم ، حيث يعمل الحديد كمهبط لخلية جلفانية يكون فيها الخارصين أو الماغنيسيوم مصعدا .

٣-٤-٢ تكنولوجيا التحليل الكهربائي Technology of Electrolysis

استخلاص عنصر الألومنيوم

خلية هول هيرولت Hall-heroult Cell (الشكل).



خلية هول -هيرولت

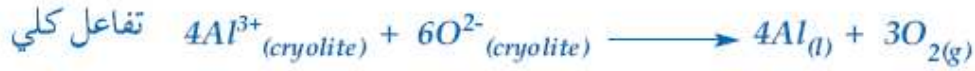


Electrochemical Cells & Electrolysis

الخلايا الكهروكيميائية والتحليل الكهربائي

الفصل الثاني

أما مصعد الخلية فهو عبارة عن قضبان من الجرافيت يحدث عليها تأكسد أيونات الأكسجين مكونة غاز الأكسجين كما يلي:

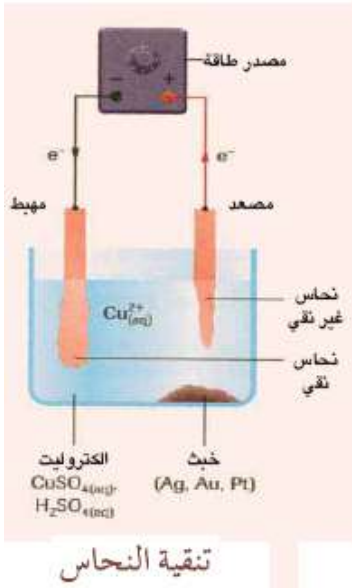


تتكون هذه الخلية من وعاء فولاذ مبطن بالكربون (الجرافيت) الذي يشكل مهبط الخلية حيث تختزل أيونات الألومنيوم مكونة الألومنيوم السائل (درجة انصهار الألومنيوم 660 °C) ، ثم يجمع الألومنيوم من قعر الخلية

* تنقية المعادن Refining of Metals :

إن النحاس الذي يتم

استخلاصه من عملية الصهر الأولية يحتوي على شوائب كالحارصين والذهب والفضة والحديد ، ووجود الشوائب في النحاس يقلل من قدرته على التوصيل الكهربائي خاصة وأن أهم استعمالاته تكون في أسلاك التوصيل الكهربائية .

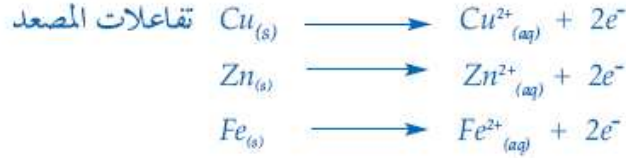


Electrochemical Cells & Electrolysis

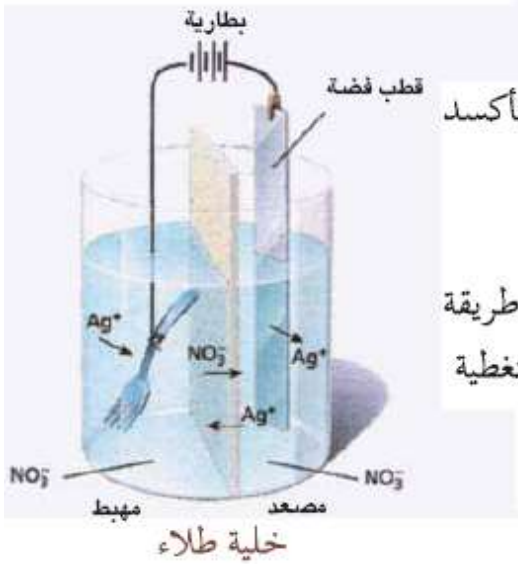
الخلايا الكهروكيميائية والتحليل الكهربائي

الفصل الثاني

عند مرور التيار الكهربائي في الخلية تتأكسد ذرات النحاس وبعض ذرات العناصر الأخرى الموجودة في المصعد كالحديد والخارصين، حيث تبقى أيونات Zn^{2+} و Fe^{2+} في المحلول.

* الطلاء الكهربائي *Electroplating* :

هنالك عناصر -كالذهب والفضة والخارصين والكروم- ذات أهمية بالغة، بعضها غالي الثمن لأنه مقاوم للتآكل.



تفاعل المهبط بينما تتأكسد ذرات الفضة من المصعد وتذوب في المحلول :

تفاعل المصعد على أن طريقة الطلاء الكهربائي ليست الطريقة الوحيدة التي تستخدم لتغطية

٢-٥ حسابات التحليل الكهربائي *Electrolysis Stoichiometry*

تعتمد كمية الكهرباء (Q) بوحدة الكولوم التي تمر في دائرة معينة على شدة التيار (I) بوحدة الأمبير والزمن (t) بوحدة الثانية، كما يلي :

$$Q_{(C)} = I_{(A)} \cdot t_{(s)} \quad \text{الزمن (ثانية)} \times \text{شدة التيار (أمبير)} = \text{كمية الكهرباء (كولومب)}$$

$$\text{كمية الكهرباء} = 6.02 \times 10^{23} \times 10^{-19} \times 1.6 = 96500 \text{ C/mol}$$

وقد سميت هذه الكمية من الكهرباء بثابت فارادي *faraday constant* ويرمز إليها بالرمز f ، أي أن

$$1f = 96500 \text{ C/mol}$$

مثال .

إذا كانت كمية الكهرباء المارة في خلية إلكتروليزية 67.5 C لمدة 22.5 s فاحسب شدة التيار المار في الخلية .

الحل .

$$Q_{(c)} = I_{(A)} \cdot t_{(s)}$$

$$67.5 = I_{(A)} \times 22.5$$

$$\text{شدة التيار } (I) = 67.5 \div 22.5 = 3.0 \text{ A}$$

قانون فارادى :

تناسب كمية المادة الناتجة أو المستهلكة عند أي قطب تناسباً طردياً مع كمية الكهرباء المارة في الخلية بشرط ثبات شدة التيار .

$$(Q) \text{ كمية الكهرباء} \propto (m) \text{ الكتلة}$$

$$(m) = Q \cdot \text{molar mass} / nf \text{ الكتلة}$$

$$(m) = I \cdot t \cdot \text{molar mass} / nf \text{ الكتلة}$$

حيث إن الكتلة المولية = molar mass ، شحنة الأيون = n ، الفارادى = f

مثال (١) .

ما كتلة النحاس المترسبة على مهبط خلية إلكتروليزية تم تشغيلها بتيار ثابت شدته 12.0 A لمدة 40.0 s .

$$\begin{aligned} Q_{(c)} &= I_{(A)} \cdot t_{(s)} \\ &= 12 \times 40 = 480 \text{ C} \end{aligned}$$



بما أن أيون النحاس Cu^{2+} ثنائي الشحنة فإن:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mole Cu} & \text{يلزمه } (2f) \text{ أي } (2 \times 96500 \text{ C}) & \\ 480 \text{ C} & & ? \end{array}$$

$$\text{عدد مولات Cu المترسبة} = 480 \div (2 \times 96500) = 0.00248 \text{ mol.}$$

$$\text{كتلة Cu المترسبة} = 0.00248 \times 63.55 = 0.158 \text{ g}$$

حل أمثلة . يمكن تطبيق القانون مباشرة كما يلي :

$$\text{كتلة } Cu \text{ المترسبة} = (12 \times 40 \times 63.55) \div (2 \times 96500) = 0.158 \text{ g}$$

مثال (٢) .

خليتان إلكتروليتان متصلتان على التوالي تحتوي الأولى على محلول نترات النحاس (III) والثانية على محلول نترات الكروم (III) ، مر فيهما تيار كهربائي ثابت الشدة لمدة معينة ، وجد بعدها أن كتلة النحاس المترسبة على مهبط الخلية الأولى 1.59 g فاحسب كتلة الكروم المترسبة في الخلية الثانية .
 $\text{كتلة النحاس المترسبة} = Q \cdot \text{molar mass}/nf$

$$1.59 \text{ g} = (Q \times 63.55) \div (2 \times 96500)$$

$$Q = (1.59 \times 2 \times 96500) \div (63.55)$$

$$Q = 4829 \text{ C}$$

بما أن الخليتين متصلتان على التوالي فإن كمية الكهرباء التي تمر فيهما متساوية، ولذلك فإن:

$$\begin{aligned} \text{كتلة الكروم المترسبة} &= (4829 \times 52) \div (3 \times 96500) \\ &= 0.87 \text{ g} \end{aligned}$$

خريطة مفاهيم الفصل

