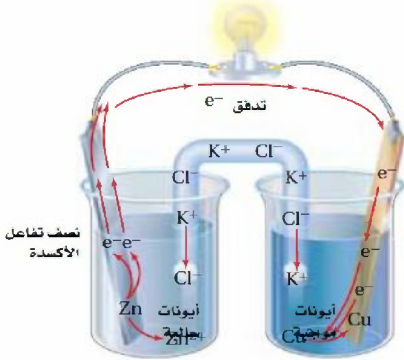


الفصل السابع		الكيمياء الكهربائية الخلايا الجلفانية 1 - 7		الصف	3ث
تقويم ختامي للدرس		الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية		Redox Electrochemistry	
اسم الطالب		الدرجة		10	
الزمن : 10 دقائق		كل أجب عن جميع الأسئلة التالية :		1	
الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية :					
الكيمياء الكهربائية		هي دراسة عمليات و التي تتحول من خلالها الطاقة إلى طاقة وبالعكس.			
تفاعلات الأكسدة والاختزال في الكيمياء الكهربائية		ما الذي تتضمنه			
مثال		تتضمن تفاعلات الأكسدة والاختزال انتقال من المواد المتأكسدة إلى المواد تتأكسد ذرات الخارصين لتكون الخارصين Zn^{2+} ويكتسب أيون النحاس Cu^{+2} الإلكترونين اللذين فقدتهما ذرة الخارصين ليكون (ذرة) النحاس.			
أنصاف التفاعل		يتألف هذا التفاعل من نصفي تفاعل الأكسدة والاختزال الآتيين : $Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^{-}$ $Cu^{2+}_{(aq)} + 2e^{-} \longrightarrow Cu_{(s)}$ نصف تفاعل : فقدان الإلكترونات نصف تفاعل : اكتساب الإلكترونات			
طريقة الحصول على طاقة كهربائية من تفاعل الأكسدة والاختزال					
طريقة عمل أجزاء الخلية الجلفانية		عند وضع السلك المعدني والقنطرة الملحية في مكانيهما يبدأ تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي . تنتقل الإلكترونات عبر من نصف تفاعل إلى نصف تفاعل في حين تنتقل الأيونات السالبة والموجبة خلال الملحية . فيتكون ما يعرف بالتيار حيث يسمى تدفق الأجسام المشحونة بالتيار الكهربائي . تستعمل طاقة تدفق الإلكترونات لإضاءة			
القنطرة الملحية		تعريفها هي ممر لتدفق من جهة إلى أخرى .			
مكوناتها		تتكون من أنبوب يحتوي على محلول موصل للتيار الكهربائي لملح ذائب في الماء مثل KCl . ويحفظ داخل الأنبوب بواسطة جل هلامي أو أي غطاء يسمح لأيونات بالحركة من خلاله على ألا يختلط المحلولان في الكاسين.			
الخلايا الكهروكيميائية :					
تعريفها		هي جهاز يستعمل تفاعل التأكسد و لإنتاج طاقة أو يستعمل الطاقة الكهربائية لإحداث كيميائي.			
أنواعها		الخلية الجلفانية (الخلايا الفولتية) خلية التحليل الكهربائي			
ملاحظة		الخلايا الجلفانية تسمى الخلايا نسبة إلى مخترعها اليساندرو فولتا.			

الأهداف :
1. تصف طريقة للحصول على طاقة كهربائية من تفاعل أكسدة واختزال.

مكوناتها	<p>تتكون الخلايا الكهروكيميائية من :</p> <p>1- جزأين يطلق على كل منهما خلية. يحدث فيهما تفاعلات الأكسدة والاختزال المنفصلين .</p> <p>2- يحتوي كل نصف خلية على و يشتمل على</p> <p>3- يتكون القطب من قطعة معدنية أو قطعة من الجرافيت وتتميز بأنها للتيار الكهربائي.</p> <p>4- تتكون كل خلية من كأسين أحدهما تحدث فيه عملية نصف تفاعل كما في كأس قطب الخارصين. وأحدهما تحدث فيه عملية نصف تفاعل كما في كأس قطب النحاس.</p> <p>5- يسمى القطب الذي يحدث عنده تفاعل الأكسدة بقطب (المصعد) وشحنته</p> <p>ويسمى القطب الذي يحدث عنده تفاعل الاختزال بقطب (المهبط) وشحنته</p>
----------	--

الخلايا الجلفانية والطاقة :

طاقة الوضع الكهربائية	<p>تعد طاقة الوضع الكهربائية في الكيمياء الكهربائية لكمية التيار التي يمكن توليدها من خلية جلفانية للقيام بشغل .</p> <p>تستطيع الشحنة الكهربائية الانتقال بين نقطتين فقط عندما يكون هناك في طاقة الكهربائية بينهما.</p> <p>تسمى النقطتان في الخلايا الكهروكيميائية هما حيث تدفع الإلكترونات المتكونة عند الأنود موقع التأكسد أو تتحرك نحو بواسطة القوة الدافعة الكهربائية التي تنشأ عن وجود فرق في طاقة الوضع الكهربائية بين القطبين.</p>				
جهد الخلية	<table border="1"> <tr> <td data-bbox="1173 663 1294 730">التعريف</td><td data-bbox="97 663 1173 730">هو القوة الكهربائية التي تنشأ عن وجود في طاقة الوضع الكهربائية بين القطبين.</td></tr> <tr> <td data-bbox="1173 730 1294 779">الوحدة</td><td data-bbox="97 730 1173 779">الوحدة المستعملة في قياس جهد الخلية هي والتي يرمز لها بالرمز</td></tr> </table>	التعريف	هو القوة الكهربائية التي تنشأ عن وجود في طاقة الوضع الكهربائية بين القطبين.	الوحدة	الوحدة المستعملة في قياس جهد الخلية هي والتي يرمز لها بالرمز
التعريف	هو القوة الكهربائية التي تنشأ عن وجود في طاقة الوضع الكهربائية بين القطبين.				
الوحدة	الوحدة المستعملة في قياس جهد الخلية هي والتي يرمز لها بالرمز				
فرق الجهد في الخلية الجلفانية	هو إشارة إلى كمية المتوافرة لدفع من الأنود إلى				
ملاحظة	<p>تتحدد طاقة الإلكترونات المتدفقة من الأنود إلى الكاثود في الخلايا الجلفانية بواسطة الاختلاف في طاقة الوضع الكهربائية بين القطبين.</p> <p>ويتحدد فرق جهد الخلية بمقارنة مدى الفرق في قابلية مادتي الأقطاب على اكتساب الإلكترونات .</p> <p>فكلما زاد الفرق بين القطبين زاد فرق جهد الخلية وزاد معه أيضا جهد الخلية.</p>				

2. تحدد أجزاء الخلية الجلفانية .

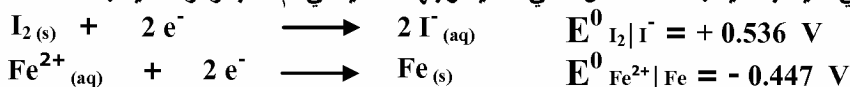
3. تفسر كيفية عمل كل جزء من هذه الأجزاء .

الفصل السابع		الكيمياء الكهربائية الخلايا الجلفانية 1 - 7		الصف		3ث	
تقويم ختامي للدرس		حساب فرق الجهد في الخلايا الكهروكيميائية		Calculating Electrochemistry		المادة كيمياء	
اسم الطالب		الدرجة		10		3	
الزمن : 10 دقائق							
كل أجب عن جميع الأسئلة التالية :							
حساب فرق الجهد في الخلايا الكهروكيميائية :							
جهد الاختزال		هو مدى قابلية المادة..... للإلكترونات. - لا يمكن تحديد جهد اختزال القطب بصورة مباشرة (علل) وذلك لأن نصف تفاعل الاختزال لا بد أن يقترن بنصف تفاعل الأكسدة . - وعند اقتران نصفي التفاعل فإن الجهد الناتج فرق الجهد لنصفي التفاعل .والذي يعبر عنه..... V .					
قطب الهيدروجين القياسي :							
تم قياس جهد الاختزال لكل الأقطاب مقابل قطب واحد تم اختياره هو قطب..... القياسي.		يتكون من شريحة صغيرة من مغموسة في محلول حمض..... HCl الذي يحتوي على أيونات..... بتركيز 1M . ويتم ضخ غاز الهيدروجين H ₂ في المحلول عند ضغط 1 atm ودرجة حرارة 25 C . يكون فرق الجهد لقطب الهيدروجين القياسي المسمى جهد الاختزال القياسي (E ⁰) مساويا 0.000 V					
قطب الهيدروجين القياسي		يعمل هذا القطب بوصفه نصف تفاعل أو نصف تفاعل اعتمادا على نصف الخلية الموصلة به. والتفاعلان اللذان يمكن حدوثهما عند قطب الهيدروجين هما الاختزال $2 \text{H}^+_{(\text{aq})} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_{2(\text{g})} \quad E^0 = 0.000 \text{ V}$ الأكسدة					
جهود نصف الخلية :							
جهد نصف الخلية		تم قياس جهود الاختزال القياسية وتسجيلها لعدد من أنصاف الخلايا. ويرتب الجدول 2-1 بعض تفاعلات نصف الخلية الشائعة تصاعديا حسب قيم جهود الاختزال. وقد تم الحصول على القيم في الجدول من خلال قياس الجهد عند توصيل كل نصف خلية بنصف خلية الهيدروجين القياسية. وقد تم كتابة التفاعلات جميعها في صورة تفاعلات..... في أي خلية جلفانية تحتوي دائما على نصفي تفاعل سيحدث : 1- نصف التفاعل الذي له جهد اختزال موجب أقل في اتجاه عكسي ويصبح تفاعل..... 2- ونصف التفاعل الذي له جهد اختزال موجب أكبر يحدث في صورة تفاعل 3- واما نصف التفاعل الذي له جهد اختزال سالب أكبر فيحدث في صورة تفاعل يجب أن يقاس جهد القطب تحت الظروف القياسية وهي غمس القطب في محلول من أيوناته تركيزه 1M عند 25 °C و 1 atm . حيث يشير الصفر فوق الترميز (E ⁰) باختصار إلى أن القياس تم تحت ظروف قياسية.					
قياسها		الجدول 2.1					
تحديد نصف تفاعل الاختزال ونصف تفاعل الأكسدة		القياس تحت الظروف القياسية					
تحديد جهود اختزال الخلية الكهروكيميائية :							
يمكن استعمال الجدول 2-1 في حساب الجهد الكهربائي لخلية جلفانية مكونة من قطب نحاس وقطب خارصين تحت الظروف القياسية . خطوات حساب الجهد الكهربائي لخلية جلفانية مكونة من قطب نحاس وقطب خارصين تحت الظروف القياسية الخطوة الأولى : تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية النحاس E ⁰ _{Cu} . يتم تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية النحاس (E ⁰ _{Cu}) عند توصيل قطب النحاس بقطب الهيدروجين القياسي. حيث تتدفق الإلكترونات من قطب الهيدروجين إلى قطب النحاس وتختزل أيونات النحاس إلى فلز النحاس . وتساوي قيمة (E ⁰ _{Cu}) المقاسة بواسطة مقياس فرق الجهد 0.342 V + . ويشير الجهد الموجب إلى أن أيونات Cu ²⁺ عند قطب النحاس تكتسب إلكترونات بصورة أسهل من أيونات H ⁺ عند قطب الهيدروجين القياسي. لذا يحدث الاختزال عند قطب النحاس في حين تحدث الأكسدة عند قطب الهيدروجين.							
طريقة تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية النحاس E ⁰ _{Cu}							

$\begin{array}{l} \text{H}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \quad (\text{نصف تفاعل التأكسد}) \\ \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(\text{s}) \quad (\text{نصف تفاعل الاختزال}) \\ \hline \text{H}_2(\text{g}) + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow 2\text{H}^+(\text{aq}) + \text{Cu}(\text{s}) \quad (\text{التفاعل الكلي}) \end{array}$	كتابة أنصاف التفاعل والتفاعل الكلي				
<p>يمكن كتابة هذا التفاعل بصيغة تعرف بـ (رمز الخلية) .</p> $\begin{array}{c} \text{H}_2 \mid \text{H}^+_{(1\text{M})} \parallel \text{Cu}^{2+}_{(1\text{M})} \mid \text{Cu} \\ \text{نصف تفاعل الأكسدة} \quad \quad \quad \text{نصف تفاعل الاختزال} \end{array} \quad E^0_{\text{Cu}} = +0.342 \text{ V}$ <p>1- تكتب الذرات الأيونات (التركيز) الداخلة في عملية الأكسدة أولا على اليسار وبالترتيب الذي تظهر به في نصف تفاعل الأكسدة . 2- و يوضع بينهما عمودان () يمثلان السلك والقنطرة الملحية وتربطان نصفي الخلية. 3- ثم تكتب الأيونات (التركيز) الذرات الداخلة في الاختزال بالترتيب نفسه على اليمين. لاحظ ضرورة وضع إشارة ناتج الجمع لقيم E^0 قبل قيمة الجهد.</p>	كتابة التفاعل بصيغة (مع الخلية)				
الخطوة الثانية : تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية الخارصين E^0_{Zn} .					
<p>يتم تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية الخارصين (E^0_{Zn}) عند توصيل قطب الخارصين بقطب الهيدروجين القياسي. حيث تتدفق الإلكترونات من قطب الخارصين إلى قطب الهيدروجين . وعند قياس قيمة E^0 لنصف خلية الخارصين بواسطة مقياس الجهد فإنها تساوي -0.762 V . وهذا يعني أن أيونات الهيدروجين عند قطب الهيدروجين تكتسب إلكترونات أسهل من أيونات الخارصين . لذا يكون جهد اختزال أيونات الهيدروجين أعلى من جهد اختزال أيونات الخارصين أي أن جهد اختزال قطب الخارصين يجب أن يكون قيمة سالبة .</p>	طريقة تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية الخارصين E^0_{Zn}				
$\begin{array}{l} \text{Zn}(\text{s}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \quad (\text{نصف تفاعل التأكسد}) \\ 2\text{H}^+(\text{aq}) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(\text{g}) \quad (\text{نصف تفاعل الاختزال}) \\ \hline \text{Zn}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) \quad (\text{التفاعل الكلي}) \end{array}$	كتابة أنصاف التفاعل والتفاعل الكلي				
<p>يمكن كتابة هذا التفاعل بصيغة تعرف بـ (رمز الخلية) .</p> $\begin{array}{c} \text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+}_{(1\text{M})} \parallel \text{H}^+_{(1\text{M})} \mid \text{H}_2 \\ \text{نصف تفاعل الأكسدة} \quad \quad \quad \text{نصف تفاعل الاختزال} \end{array} \quad E^0_{\text{Zn}} = -0.762 \text{ V}$	كتابة التفاعل بصيغة (مع الخلية)				
الخطوة النهائية : جمع نصفي تفاعل النحاس والخارصين وذلك لحساب جهد الخلية الكهروكيميائية E^0_{Cell} .					
<table border="1"> <tr> <td>E^0_{Cell} يمثل الجهد الكلي القياسي للخلية</td> <td rowspan="3">$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{anode}}$ (اختزال) (أكسدة)</td> </tr> <tr> <td>E^0_{Cathode} تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الاختزال</td> </tr> <tr> <td>E^0_{anode} تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الأكسدة</td> </tr> </table> <p>جهد الخلية القياسي يساوي الجهد القياسي لنصف خلية الاختزال مطروحا منه الجهد القياسي لنصف خلية التأكسد.</p>	E^0_{Cell} يمثل الجهد الكلي القياسي للخلية	$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{anode}}$ (اختزال) (أكسدة)	E^0_{Cathode} تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الاختزال	E^0_{anode} تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الأكسدة	معادلة جهد الخلية الجلفانية القياسي
E^0_{Cell} يمثل الجهد الكلي القياسي للخلية	$E^0_{\text{Cell}} = E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{anode}}$ (اختزال) (أكسدة)				
E^0_{Cathode} تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الاختزال					
E^0_{anode} تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الأكسدة					
<p>بما أن الاختزال يحدث عند قطب النحاس والأكسدة تحدث عند قطب الخارصين فإن قيم E^0 يمكن تعويضها على النحو الآتي :</p> $\begin{aligned} E^0_{\text{Cell}} &= E^0_{\text{Cu}^{2+} \text{Cu}} - E^0_{\text{Zn}^{2+} \text{Zn}} \\ E^0_{\text{Cell}} &= +0.342 \text{ V} - (-0.762 \text{ V}) \\ E^0_{\text{Cell}} &= +1.104 \text{ V} \end{aligned}$	حساب الجهد الكلي القياسي للخلية E^0_{Cell}				

مثال 1-3 : حساب جهد الخلية :

- تمثل أنصاف تفاعلات الاختزال الآتية نصفي خلية جلفانية . حدد التفاعل الكلي للخلية وجهد القياسي ثم اكتب رمز الخلية :

**الحل**

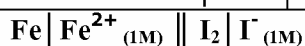
<p>نصف التفاعل الذي له أقل جهد اختزال هو تفاعل الأكسدة ونصف التفاعل الذي له أكبر جهد اختزال هو تفاعل الاختزال :</p> $\text{Fe}(\text{s}) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \quad \text{نصف تفاعل الأكسدة}$	<p>نكتب نصف تفاعل الأكسدة وهو هنا الحديد بالشكل الصحيح من خلال نصف تفاعل الاختزال وذلك بعكسه .</p>
$\text{I}_2(\text{s}) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-(\text{aq}) \quad \text{نصف تفاعل الاختزال}$	<p>نكتب نصف تفاعل الاختزال وهو هنا اليود كما هو مكتوب .</p>
$\text{I}_2(\text{s}) + \text{Fe}(\text{s}) \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{I}^-(\text{aq}) \quad \text{التفاعل الكلي للخلية}$	<p>اجمع المعادلتين للحصول التفاعل الكلي للخلية :</p>
احسب جهد الخلية القياسي :	
$\begin{aligned} E^0_{\text{Cell}} &= E^0_{\text{Cathode}} - E^0_{\text{anode}} \\ E^0_{\text{Cell}} &= E^0_{\text{I}_2 \text{I}^-} - E^0_{\text{Fe}^{2+} \text{Fe}} \end{aligned}$	

$$E^0_{\text{Cell}} = +0.536 \text{ V} - (-0.447 \text{ V})$$

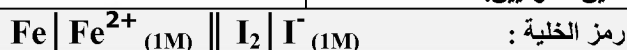
$$E^0_{\text{Cell}} = +0.983 \text{ V}$$

كتابة رمز الخلية :

اكتب أولاً نصف تفاعل الأكسدة على اليسار باستعمال رمز المادة المتفاعلة ثم الناتجة.



اكتب ثانياً نصف تفاعل الاختزال على اليمين باستعمال رمز المادة المتفاعلة ثم الناتجة وافصل بينهما بخطين عموديين.

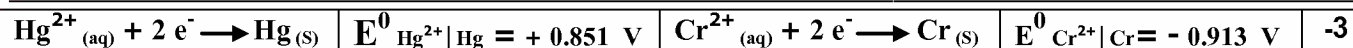
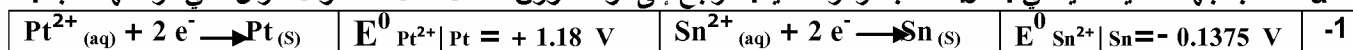


رمز الخلية :

مسائل تدريبية :

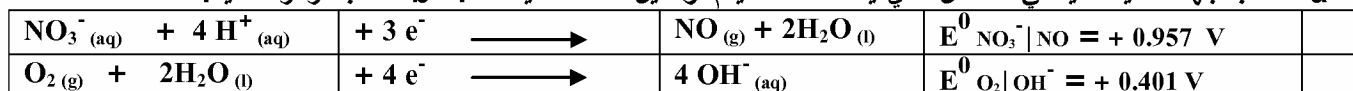
اكتب معادلة موزونة لتفاعل الخلية الكلي لكل من أزواج انصاف التفاعلات الآتية ثم :

a- احسب جهد الخلية القياسي . b- اكتب رمز الخلية. ارجع إلى قواعد وزن معادلات الأكسدة والاختزال التي درستها سابقاً.



4- اكتب معادلة موزونة لتفاعل الخلية الكلي ثم :

a- احسب جهد الخلية القياسي للتفاعل الذي يحدث عندما يتم توصيل هذه الخلايا معا . b- اكتب رمز الخلية.



٥ تحديد تلقائية تفاعل الأكسدة والاختزال .

الفصل السابع

الكيمياء الكهربائية
الخلايا الجلفانية 1 - 7

الصف	3ث
المادة	كيمياء

Using Standard Reduction Potentials

استعمال جهود الاختزال القياسية

تقويم ختامي للدرس

اسم الطالب

الدرجة

10

6

كل أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : 10 دقائق

. استعمال جهود الاختزال القياسية :

استعمال جهود الاختزال القياسية	تستعمل جهود الاختزال القياسية في : 1- حساب القياسي للخلية 2- تحديد هل سيكون التفاعل المقترح تحت الظروف القياسية أم لا .
متى يكون التفاعل تلقائياً	تكون جهود الاختزال القياسية مؤشرا على التلقائية عندما : تندفق الإلكترونات في الخلية الجلفانية من نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي إلى نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي لتعطي بهذا إشارته للخلية.
خطوات توقع حدوث تفاعل أكسدة واختزال بشكل تلقائي	1- اكتب التفاعل في صورة أنصاف تفاعل . 2- ابحث عن جهد الاختزال لكل منها . 3- استخدم هذه القيم لحساب جهد الخلية الجلفانية. 4- إذا كان الجهد المحسوب : a- موجبا فالتفاعل أي يمكن حدوثه كما هو مكتوب . b- سالبا فالتفاعل أي لا يمكن حدوثه كما هو مكتوب.
ملاحظة	التفاعل الغير تلقائي يمكن أن يحدث بشكل تلقائي ويكون له جهد خلية عندما نقوم التفاعل الأصلي.

. مسائل تدريبية :

- احسب جهد الخلية لتحديد إذا كانت تفاعلات الأكسدة والاختزال الآتية تحدث بصورة تلقائية كما هي مكتوبة أم لا :
استخدم الجدول 2-1 لمساعدتك على تحديد أنصاف التفاعل الصحيحة :

Sn(s) + Cu ²⁺ (aq)	→	Sn ²⁺ (aq) + Cu(s)		5-
		E ⁰ Sn ²⁺ Sn = - 0.1375 V	E ⁰ Cu ²⁺ Cu = + 0.3419 V	

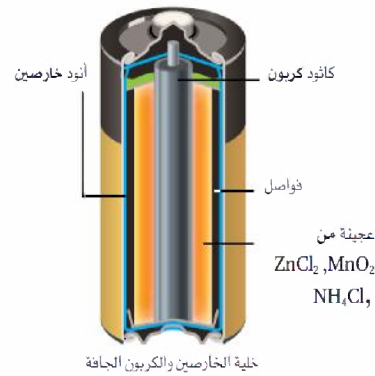
Mg(s) + Pb ²⁺ (aq)	→	Pb(s) + Mg ²⁺ (aq)		6-
		E ⁰ Mg ²⁺ Mg = - 2.372 V	E ⁰ Pb ²⁺ Pb = - 0.1262 V	

$2 \text{Mn}^{2+}_{(\text{aq})} + 8 \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 10 \text{Hg}^{2+}_{(\text{aq})}$	\longrightarrow	$2 \text{MnO}_4^{-}_{(\text{aq})} + 16 \text{H}^{+}_{(\text{aq})} + 5 \text{Hg}_2^{2+}_{(\text{aq})}$	-7
$E^0_{\text{MnO}_4^{-} \text{Mn}^{2+}} = + 1.507 \text{ V}$		$E^0_{2\text{Hg}^{2+} \text{Hg}_2^{2+}} = + 0.920 \text{ V}$	

$2\text{SO}_4^{2-}_{(\text{aq})} + \text{Co}^{2+}_{(\text{aq})}$	\longrightarrow	$\text{Co}_{(\text{s})} + \text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(\text{aq})}$	-8
$E^0_{\text{S}_2\text{O}_8^{2-} \text{SO}_4^{2-}} = + 2.010 \text{ V}$		$E^0_{\text{Co}^{2+} \text{Co}} = - 0.28 \text{ V}$	

تحفيز اكتب المعادلة وحدد جهد الخلية E^0 للخلية الآتية باستعمال الجدول 2-1. هل التفاعل تلقائي ؟			-9
$\text{Al} \text{Al}^{3+}_{(\text{IM})}$	$ \text{Hg}^{2+}_{(\text{IM})} \text{Hg}_2^{2+}$		
$E^0_{\text{Al}^{3+} \text{Al}} = - 1.662 \text{ V}$		$E^0_{2\text{Hg}^{2+} \text{Hg}_2^{2+}} = + 0.920 \text{ V}$	

3 ث	الصف المادة	الكيمياء الكهربائية البطاريات 2 - 7	الفصل السابع												
		Dry Cells الخلايا الجافة	تقويم ختامي للدرس												
10	الدرجة	اسم الطالب													
8		الزمن : 10 دقائق	أجب عن جميع الأسئلة التالية :												
الخلايا الجافة : تزود بعض تفاعلات الخلايا البطاريات التي نستعملها يوميا. البطارية هي عبارة عن خلية أو أكثر في عبوة تنتج التيار															
1. تصف تركيب البطارية الجافة التقليدية المصنوعة من الكربون والخراسين ومكوناتها وآلية عملها. الخلايا الجافة : هي خلية حيث يكون المحلول الموصل للتيار عجينة تتكون من خليط من كلوريد وأكسيد IV وكلوريد الأمونيوم وكمية قليلة من داخل حافظة من الخرصين. 1- محلول موصل للتيار على شكل عجينة رطبة داخل حافظة من الخرصين . 2- الأنود المتمثل في (حافظة الخرصين) في الخلية حيث يحدث تأكسد الخرصين حسب المعادلات الآتية : $\text{Zn(s)} \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$ 3- الكاثود المتمثل في (عمود الكربون أو الجرافيت) في مركز الخلية الجافة . ولكن تفاعل الاختزال لنصف الخلية يحدث داخل العجينة . ويسمى عمود الكربون في هذا النوع من الخلايا الجافة بالكاثود (القطب) غير الفعال (علل) لأنه يتكون من مادة لا تساهم في تفاعل الأكسدة والاختزال . إلا أن القطب غير الفعال له غرض مهم في توصيل الإلكترونات ويتم تفاعل الاختزال لنصف الخلية على النحو الآتي : <table border="1" data-bbox="124 981 1212 1126"> <tr> <td>$2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$</td><td>$\longrightarrow$</td><td>$2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$</td><td>بداية تفاعل الاختزال</td></tr> <tr> <td>$2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g})$</td><td>$\longrightarrow$</td><td>$\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$</td><td>نهاية تفاعل الاختزال</td></tr> <tr> <td>$2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 2\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{e}^{-}$</td><td>$\longrightarrow$</td><td>$\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$</td><td>جمع تفاعلي الاختزال</td></tr> </table> يوجد في خلية الخرصين والكربون الجافة أيضا : 4- فواصل رقيقة مصنوعة من مادة مسامية تحتوي على عجينة رطبة تفصلها عن أنود الخرصين . وتعمل هذه الفواصل عمل القنطرة الملحية للسماح بتحريك الأيونات . ومن ثم فإنها تشبه إلى حد كبير نموذج الخلية الجلفانية الذي درسته سابقا . تنتج خلية الخرصين والكربون الجافة جهد مقداره 1.5 V . عندما يبدأ إنتاج الأمونيا بوصفه ناتج تفاعل الاختزال عن محلولها المائي في صورة غاز وعندها ينخفض الجهد إلى مستوى يجعل البطارية غير ناعمة . الجهد الناتج عن الخلية الجافة متى ينخفض جهد البطارية				$2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	\longrightarrow	$2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$	بداية تفاعل الاختزال	$2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g})$	\longrightarrow	$\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	نهاية تفاعل الاختزال	$2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 2\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{e}^{-}$	\longrightarrow	$\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	جمع تفاعلي الاختزال
$2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 2\text{e}^{-}$	\longrightarrow	$2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$	بداية تفاعل الاختزال												
$2\text{MnO}_2(\text{s}) + \text{H}_2(\text{g})$	\longrightarrow	$\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	نهاية تفاعل الاختزال												
$2\text{NH}_4^{+}(\text{aq}) + 2\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{e}^{-}$	\longrightarrow	$\text{Mn}_2\text{O}_3(\text{s}) + 2\text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	جمع تفاعلي الاختزال												
البطاريات القلوية : لقد حلت الخلية القلوية الجافة الأكثر كفاءة محل خلية الخرصين والكربون الجافة في الكثير من التطبيقات. 1- الأنود : يتكون من مسحوق خرصين مخلوط بعجينة مع هيدروكسيد البوتاسيوم توضع في علبة من الفولاذ . 2- الكاثود : يتكون من مخلوط من ثاني أكسيد المنجنيز وهيدروكسيد البوتاسيوم . <table border="1" data-bbox="124 1585 1189 1686"> <tr> <td>$\text{Zn(s)} + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$</td><td>$\longrightarrow$</td><td>$\text{ZnO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^{-}$</td><td>تفاعل الأنود لنصف الخلية</td></tr> <tr> <td>$\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^{-}$</td><td>$\longrightarrow$</td><td>$\text{Mn(OH)}_2(\text{s}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$</td><td>تفاعل الكاثود لنصف الخلية</td></tr> </table> يوضح الخرصين على هيئة مسحوق في الخلية القلوية (علل) ليوفر سطح للتفاعل . تصنع البطاريات القلوية بأحجام صغيرة (علل) لأنها لا تحتاج إلى عمود بوصفه لها استعمالات متعددة في الأجهزة تركيبها تمثيل تفاعلاتها تحليل استعمالاتها				$\text{Zn(s)} + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{ZnO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^{-}$	تفاعل الأنود لنصف الخلية	$\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^{-}$	\longrightarrow	$\text{Mn(OH)}_2(\text{s}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$	تفاعل الكاثود لنصف الخلية				
$\text{Zn(s)} + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$	\longrightarrow	$\text{ZnO(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^{-}$	تفاعل الأنود لنصف الخلية												
$\text{MnO}_2(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O(l)} + 2\text{e}^{-}$	\longrightarrow	$\text{Mn(OH)}_2(\text{s}) + 2\text{OH}^{-}(\text{aq})$	تفاعل الكاثود لنصف الخلية												



بطاريات الفضة :

مميزاتها	تعتبر..... حجما.
استعمالاتها	تستعمل في تزويد الأجهزة..... مثل. 1 - سماعات..... 2- الساعات..... 3- آلات.....
تمثيل تفاعلاتها	تفاعل الأنود نصف الخلية تفاعل الكاثود نصف الخلية

أنواع البطاريات :

أنواع البطاريات	تعريفها	البطاريات الأولية
1- خلايا الخارصين والكربون.	هي البطاريات التي تنتج طاقة	مثلا
2- البطاريات	من تفاعل الأكسدة والاختزال الذي لا يحدث بشكل	مميزاتها
3 - بطاريات	تصبح البطارية غير صالحة	تعريفها
بعد انتهاء التفاعل.	هي البطاريات التي تعتمد على تفاعل الأكسدة والاختزال ويمكن	مثلا
1- بطارية	2- بطاريات	تسميتها
تسمى في بعض الأحيان بطاريات	المحمول.	

بطاريات نيكل - كاديوم :

مميزاتها	تسميتها	كيفية الحصول على الكفاءة القصوى للبطارية
بطاريات تخزين قابلة	تسمى في بعض الأحيان بطاريات NiCad .	للحصول على الكفاءة القصوى للبطارية يصنع كل من الأنود والكاثود من أشرطة..... طويلة من مواد مفصولة بطبقة يمكن للأيونات أن..... من خلالها.
تفاعلات البطارية	تفاعل الأنود نصف الخلية تفاعل الكاثود نصف الخلية	وتلف الأشرطة في لفائف..... وتعبأ داخل علبة.....
شحن البطارية	تحدث هذه التفاعلات بشكل عكسي عند شحن البطارية.	

الفصل السابع		الكيمياء الكهربائية البطاريات 2 - 7		الصف	3ث									
تقويم ختامي للدرس		بطاريات تخزين المركم الرصاصي		Lead – Acid Storage Battery										
اسم الطالب		الدرجة												
10		10												
كل أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : 10 دقائق														
بطاريات تخزين المركم الرصاصي الحمضية:														
استخدامها		شائعة الاستخدام في..... (بطاريات السيارات)												
مكوناتها		تتكون معظم بطاريات السيارات من..... خلايا تولد كل واحدة منها 2 V بناتج كلي.....												
تركيب البطارية (الأقطاب)		1- الأنود : يتكون في كل خلية من شبكتين مساميتين أو أكثر من..... 2 - الكاثود : يتكون من شبكة واحدة من..... المملوءة بأكسيد..... IV .												
تفاعلاتها		<div>عند الأنود : يتأكسد الرصاص من حالة تأكسد 0.0 إلى +2 في $PbSO_4$.</div> <div>$Pb(s) + SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow PbSO_4(s) + 2e^-$ تفاعل الأنود لنصف الخلية</div> <div>عند الكاثود: يختزل الرصاص من حالة تأكسد +4 إلى +2 .</div> <div>$PbO_2(s) + 4H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq) + 2e^- \longrightarrow PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$ تفاعل الكاثود لنصف الخلية</div> <div>التفاعل الكلي هو</div> <div>$Pb(s) + PbO_2(s) + 4H^+(aq) + 2SO_4^{2-}(aq) \longrightarrow 2PbSO_4(s) + 2H_2O(l)$</div>												
تسمية بطاريات المركم الرصاصي		تسمى بطارية رصاص – أكسيد الرصاص IV. تسمى بطاريات الرصاص..... وهو الاسم الأكثر شيوعا لها. (علل) لأن المحلول الموصل في..... هو محلول حمض..... وهي بطارية غير جافة.												
المتفاعلات والنواتج في نصف الخلية		بالنظر إلى تفاعلات نصف الخلية يمكنك ملاحظة : أن كبريتات الرصاص $PbSO_4$ هي..... الأكسدة والاختزال. كذلك فإن كلا من PbO_2 و Pb و $PbSO_4$ هي..... لذا تبقى في مكان تكونها نفسه . أي تكون المواد المتفاعلة في الأماكن المطلوبة سواء أكانت البطارية في حالة..... أو.....												
عمل حمض الكبريتيك		يعمل حمض الكبريتيك عمل محلول..... بالبطارية. إلا أنه يستهلك في أثناء..... البطارية للتيار.....												
ماذا يحدث عند إعادة شحن البطارية		يصبح التفاعل في حالة إعادة شحن البطارية..... لينتج الرصاص وأكسيد الرصاص IV وحمض الكبريتيك الموضح بالجزء في المعادلة $4H^+(aq) + 2SO_4^{2-}(aq)$ من المعادلة الكلية للبطارية .												
علل		تعد بطاريات تخزين المركم الرصاصية اختيارا جيدا للسيارات . (علل) لأنه تزود المحرك..... ابتدائية عالية جدا في البداية . ولها زمن حفظ..... قبل البيع . ويعتمد عليها عند..... درجات الحرارة.												
بطاريات الليثيوم:														
مقارنة بين بطارية الليثيوم وبطارية المركم الرصاصي		بطارية الليثيوم ذات وزن..... وتخزن كميات..... من الطاقة بالنسبة لحجمها.												
مميزات عنصر الليثيوم		1- أخف فلز معروف . 2 - له أقل جهد اختزال قياسي بالنسبة للعناصر الفلزية الأخرى 3.04 V - . تولد البطارية التي تؤكسد الليثيوم على الأنود 2.3 V تقريبا أكثر من البطاريات المشابهة وتؤدي إلى تأكسد الخارصين.												
جهد بطارية الليثيوم		<table><tr><td>$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$</td><td>$E^0_{Zn^{2+} Zn} = -0.762\text{ V}$</td><td>نصف تفاعل تأكسد الخارصين</td></tr><tr><td>$Li(s) \longrightarrow Li^+(aq) + e^-$</td><td>$E^0_{Li^+ Li} = -3.04\text{ V}$</td><td>نصف تفاعل تأكسد الليثيوم</td></tr><tr><td>$E^0_{Cell} = E^0_{Zn^{2+} Zn} - E^0_{Li^+ Li}$</td><td>$E^0_{Cell} = -0.762 - (-3.04)$</td><td>جهد الخلية $E^0_{Cell} = +2.28\text{ V}$</td></tr></table>				$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$	$E^0_{Zn^{2+} Zn} = -0.762\text{ V}$	نصف تفاعل تأكسد الخارصين	$Li(s) \longrightarrow Li^+(aq) + e^-$	$E^0_{Li^+ Li} = -3.04\text{ V}$	نصف تفاعل تأكسد الليثيوم	$E^0_{Cell} = E^0_{Zn^{2+} Zn} - E^0_{Li^+ Li}$	$E^0_{Cell} = -0.762 - (-3.04)$	جهد الخلية $E^0_{Cell} = +2.28\text{ V}$
$Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$	$E^0_{Zn^{2+} Zn} = -0.762\text{ V}$	نصف تفاعل تأكسد الخارصين												
$Li(s) \longrightarrow Li^+(aq) + e^-$	$E^0_{Li^+ Li} = -3.04\text{ V}$	نصف تفاعل تأكسد الليثيوم												
$E^0_{Cell} = E^0_{Zn^{2+} Zn} - E^0_{Li^+ Li}$	$E^0_{Cell} = -0.762 - (-3.04)$	جهد الخلية $E^0_{Cell} = +2.28\text{ V}$												
ملاحظة		يمكن لبطاريات الليثيوم أن تكون أولية أو ثانوية اعتمادا على أي تفاعلات اختزال تم دمجها مع تأكسد الليثيوم.												

تستخدم بعض بطاريات الليثيوم مثلًا تفاعل الكاثود نفسه الذي تستعمله الخلايا الجافة الخارصين والكربون وهو اختزال أكسيد المنجنيز IV MnO_2 إلى أكسيد المنجنيز III Mn_2O_3 .	بعض بطاريات الليثيوم
1- تنتج هذه البطاريات تيارًا ذا جهد يساوي 3V مقارنةً بـ 1.5 V لخلايا الخارصين والكربون. 2- تستمر بطاريات الليثيوم لفترة من أنواع البطاريات الأخرى. 3- وزنا.	مميزات بطاريات الليثيوم
تستعمل عادةً في: 1 - الساعات. 2- الحواسيب. 3- آلات للحفاظ على الزمن والتاريخ والذاكرة. 1 - الاستعدادات الشخصية حتى عند إطفاء الجهاز.	استعمالات بطاريات الليثيوم
تستعمل بطاريات الليثيوم في الساعات والحواسيب والآلات التصوير. (علل) لأنها تستمر لفترة من أنواع البطاريات الأخرى.	علل

3 خلايا الوقود:

هي خلية تنتج فيها طاقة من تأكسد	تعريفها								
تختلف خلايا الوقود عن البطاريات الأخرى. (علل) لأنها تزود باستمرار من مصدر	علل								
خلايا الوقود أفضل مصدر للماء والطاقة على سفن الفضاء. (علل) لأنها تنتج و بدون إنتاج مواد ينبغي التخلص منها.	علل								
تتركب خلية الوقود من : 1- قطب الأنود : حيث يتأكسد الهيدروجين ويستعمل التفاعل أيونات الهيدروكسيد OH^- المتوافرة في المحلول الموصل القلوي. 2 - قطب الكاثود : حيث يختزل الأكسجين عند وجود الماء لإنتاج 4 أيونات هيدروكسيد . 3 - محلول موصل عبارة عن محلول قلوي من هيدروكسيد البوتاسيوم لكي تستطيع الأيونات الانتقال بين الأقطاب .	تركيبها وكيفية عملها								
كل قطب عبارة عن وعاء جدرانها من مسامي. تسمح بالاتصال بين الحجرة الداخلية والمحلول الموصل المحيط بها.	تركيب الأقطاب								
<table border="1"> <tr> <td>$2H_2(g) + 4OH^-(aq) \longrightarrow 4H_2O(l) + 4e^-$</td><td>تفاعل الأكسدة عند الأنود</td></tr> <tr> <td>$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(aq)$</td><td>تفاعل الاختزال عند الكاثود</td></tr> <tr> <td colspan="2">عند جمع معادلتَي نصفَي التفاعل تكون المعادلة الكلية هي معادلة احتراق الهيدروجين في الأكسجين نفسه.</td></tr> <tr> <td>$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$</td><td>المعادلة الكلية</td></tr> </table>	$2H_2(g) + 4OH^-(aq) \longrightarrow 4H_2O(l) + 4e^-$	تفاعل الأكسدة عند الأنود	$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(aq)$	تفاعل الاختزال عند الكاثود	عند جمع معادلتَي نصفَي التفاعل تكون المعادلة الكلية هي معادلة احتراق الهيدروجين في الأكسجين نفسه.		$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$	المعادلة الكلية	تفاعلاتها
$2H_2(g) + 4OH^-(aq) \longrightarrow 4H_2O(l) + 4e^-$	تفاعل الأكسدة عند الأنود								
$O_2(g) + 2H_2O(l) + 4e^- \longrightarrow 4OH^-(aq)$	تفاعل الاختزال عند الكاثود								
عند جمع معادلتَي نصفَي التفاعل تكون المعادلة الكلية هي معادلة احتراق الهيدروجين في الأكسجين نفسه.									
$2H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2H_2O(l)$	المعادلة الكلية								
خلية الوقود لا تنفذ مثل سائر البطاريات حيث تستمر في إنتاج الكهرباء. (علل) لأنها تزود من مصدر خارجي.	علل								
تستخدم بعض الخلايا الميثان بدلا من الهيدروجين إلا أنه قد يؤدي إلى إنتاج ثاني أكسيد الكربون كغاز الدفينة.	استبدال وقود الهيدروجين بالميثان								
تستعمل خلايا الوقود صفيحة بلاستيكية تسمى غشاء تبادل (PEM) . مما يستبعد الحاجة إلى محلول موصل	استعمال غشاء تبادل البروتون								

الفصل السابع		الكيمياء الكهربائية البطاريات 2 - 7		الصف المادة		3ث كيمياء	
تقويم ختامي للدرس		التآكل		Corrosion			
اسم الطالب				الدرجة		10	
						12	
		الزمن : 10 دقائق				أجب عن جميع الأسئلة التالية :	

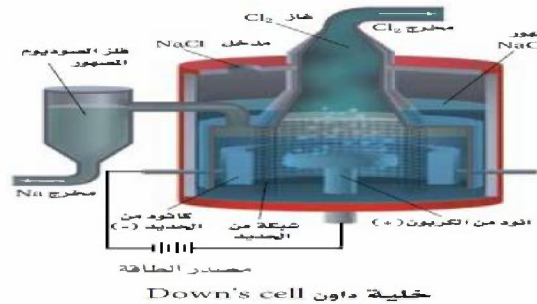
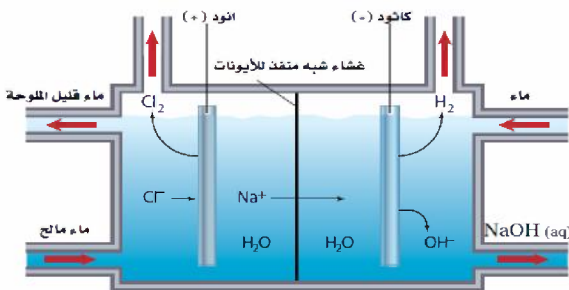
الفصل السابع		الكيمياء الكهربائية التحليل الكهربائي 3 - 7		الصف	3ث
تقويم ختامي للدرس		عكس تفاعلات الأكسدة والاختزال		Reversing Redox Reactions	
اسم الطالب		الدرجة		10	
الزمن : 10 دقائق		كل أجب عن جميع الأسئلة التالية :		13	
عكس نفاعلات الأكسدة والاختزال :					
حركة الالكترونات في البطارية عند توليد التيار الكهربائي		عندما تولد بطارية تيارا كهربائيا تتدفق الناتجة عند من خلال الدائرة الخارجية إلى حيث تستعمل في تفاعل الاختزال .			
البطارية الثانوية		البطاريات الثانوية نوع من البطاريات يمكن إعادة عن طريق تمرير كهربائي من خلالها في الاتجاه			
طريقة توليد التيار الكهربائي في الخلية الجلفانية		 <p>الخلية الجلفانية</p> <p>- تزود إحدى الخلايا الكهروكيميائية (الجلفانية) المصباح بالكهرباء لإضاءته عن طريق تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي. - حيث تتدفق الالكترونات تلقائيا من جهة الخارصين إلى جهة النحاس مولدة تيارا كهربائيا . - يستمر التفاعل حتى تستهلك قطعة الخارصين وعندئذ يتوقف التفاعل .</p>			
تجديد الخلية الجلفانية		<p>- تجدد الخلية بتزويدها بتيار في الاتجاه المعاكس من مصدر طاقة خارجي (علل). لأن التفاعل في الاتجاه العكسي غير تلقائي. - وإذا تم تزويد الطاقة من مصدر خارجي لفترة زمنية كافية فسوف تعود البطارية إلى قوتها الأصلية تقريبا.</p>			
التحليل الكهربائي		هو استعمال الطاقة لإحداث كيميائي .			
خلية التحليل الكهربائي		هي الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها			
ملاحظة		عند إعادة شحن بطارية ثانوية مثلا فإنها تعمل عمل خلية تحليل كهربائي.			
تطبيقات التحليل الكهربائي :					
الفرق بين الخلايا الجلفانية وخلايا التحليل الكهربائي		الخلايا الجلفانية تقوم بتحويل الطاقة إلى طاقة نتيجة تفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي . خلايا التحليل الكهربائي تقوم باستعمال الطاقة لإحداث أكسدة واختزال غير تلقائي .			
من أمثلة تطبيقات التحليل الكهربائي		1- التحليل الكهربائي للماء 2- التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم . 3- التحليل الكهربائي لماء 4- إنتاج 5- تنقية الخامات . 6- الطلاء			
التحليل الكهربائي للماء النقي H ₂ O :					
نواتج التحليل		يحلل الماء كهربائيا إلى عناصره و هي غاز و غاز			
هيدروجين		$2\text{H}_2\text{O(l)} \longrightarrow 2\text{H}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$			
أهميته		يعد هذا التفاعل عكس الهيدروجين في خلية يعتبر أحد طرائق إنتاج لاستعمالات			

التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم NaCl (خلية داون) :

نواتج التحليل	يحلل مصهور كلوريد الصوديوم NaCl كهربائياً إلى فلز و غاز
أيه تحدث	تحدث هذه العملية في حجرة خاصة تعرف بخلية Down's cell.
نوع الموصل في الخلية	يتكون الموصل في الخلية من مصهور نفسه (علل). لأن أيوناته الحركة.
تفاعلاتها	<p>عند الأنود : يتأكسد أيون الكلوريد Cl^- إلى غاز الكلور Cl_2 .</p> $2\text{Cl}^-_{(l)} \longrightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e^-$ <p>عند الكاثود : تختزل أيونات الصوديوم Na^+ إلى فلز الصوديوم Na.</p> $\text{Na}^+_{(l)} + e^- \longrightarrow \text{Na}_{(l)}$ <p>التفاعل الكلي للخلية :</p> $\text{Na}^+_{(l)} + 2\text{Cl}^-_{(l)} \longrightarrow \text{Na}_{(l)} + \text{Cl}_{2(g)}$
أهمية خلية داون	يمكن تقدير أهمية خلية داون بصورة ممتازة اعتماداً على أهمية الدور الذي يؤديه كل من الصوديوم والكلور في حياة كل فرد.
استعمالات الكلور	<p>1- يستعمل الكلور في جميع أنحاء العالم في تنقية لأغراض والسباحة .</p> <p>2- تستعمل مركبات الكلور في :</p> <p>a- صنع منتجات التنظيف التي نستعملها وخصوصاً المنزلية.</p> <p>b- كوسيلة لمعالجة الكثير من المنتجات التي تحتوي على الكلور أو استعمل في إنتاجها ومنها : الورق و ومبيدات والقماش والأصباغ و</p>
استعمالات الصوديوم	<p>1- يستعمل الصوديوم في حالته النقية في :</p> <p>a- مبرداً في المفاعلات</p> <p>b- مصابيح الصوديوم الغازية المستعملة في الخارجية.</p> <p>2- أما مركباته الأيونية فما عليك إلا النظر في قائمة محتويات المنتجات المستهلكة لتجد مدى تنوع أملاح الصوديوم في المنتجات التي نستخدمها و</p>

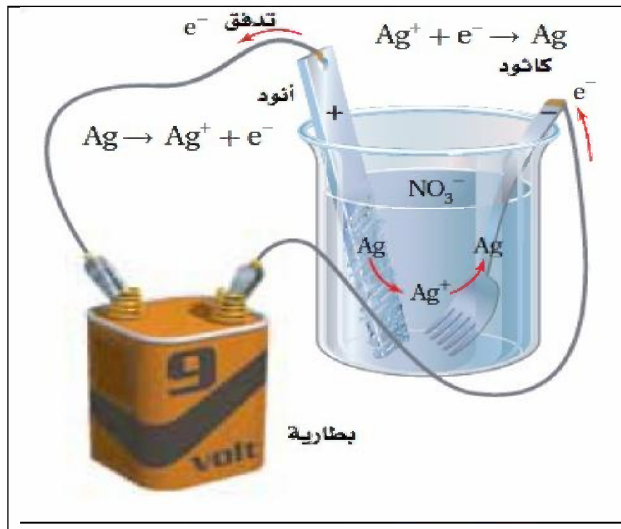
التحليل الكهربائي لماء البحر :

نواتج التحليل	يحلل ماء البحر كهربائياً إلى غاز (H_2) و غاز (Cl_2) .
التفاعلات عند الكاثود	يوجد احتمال لحدوث تفاعلين هما اختزال أيونات الصوديوم أو الهيدروجين في جزيئات الماء. إلا أن اختزال أيونات الصوديوم Na^+ لا يحدث . (علل) . لأن اختزال أيونات في الماء أسهل حدوثاً.
التفاعلات عند الأنود	لا يحدث اختزال عند الكاثود للصوديوم . يحدث اختزال أسهل عند الكاثود ويبتلع غاز H_2 .
التفاعلات عند الأنود	يوجد احتمال لحدوث تفاعلين هما تأكسد أيونات الكلوريد أو تأكسد الأكسجين في جزيئات الماء. إلا أن تأكسد أيونات الهيدروكسيد OH^- لا يحدث . (علل) . لأن تأكسد أيونات أسهل حدوثاً . لذلك تتأكسد أيونات الكلوريد عند الأنود .
التفاعل الكلي للخلية	<p>يحدث تأكسد أسهل عند الأنود ويبتلع غاز Cl_2 .</p> $2\text{Cl}^-_{(l)} \longrightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2e^-$ <p>لا يحدث تأكسد عند الأنود للأكسجين .</p> $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \longrightarrow \text{O}_{2(g)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + 4e^-$ <p>التفاعل الكلي للخلية :</p> $2\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2\text{NaCl}_{(aq)} \longrightarrow \text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} + 2\text{NaOH}_{(aq)}$



الفصل السابع		الكيمياء الكهربائية التحليل الكهربائي 3 - 7		الصف		3ث	
تقويم ختامي للدرس		إنتاج الألومنيوم وتنقية الخامات					
اسم الطالب		الدرجة		10			
الزمن : 10 دقائق		أجب عن جميع الأسئلة التالية :		15			
3. تناقش أهمية التحليل الكهربائي في عملية صهر الفضلات وتنقيتها.							
إنتاج الألومنيوم :							
عملية هول - هيرووليت				تمت عملية تطوير إنتاج الألومنيوم بالتحليل..... من قبل تشارلز مارتن هول و هيرووليت.			
الخام المستخدم في التحليل				يتم الحصول على فلز الألومنيوم في النموذج الحديث لطريقة هول - هيرووليت من التحليل الكهربائي $Al_2O_3 \cdot 2H_2O$ والمكرر من خام البوكسيت Al_2O_3 .			
طريقة إنتاج الألومنيوم				- يذوب أكسيد الألومنيوم عند $1000\text{ }^{\circ}\text{C}$ في مصهور Na_3AlF_6 . - تغطي الخلية من الداخل بطبقة من الجرافيت لتعمل عمل للتعامل . - وهناك مجموعة أخرى من أصابع الجرافيت تغمس في المصهور وتعمل عمل - تختزل أيونات الألومنيوم المصهور Al^{3+} عند إلى الألومنيوم المصهور Al . - يستقر الألومنيوم المصهور Al في قاع الخلية ويسحب بصورة دورية إلى خارج خلية التحليل . - و تتأكسد أيونات الأكسيد O^{2-} إلى غاز الأكسجين O_2 عند			
التفاعلات عند الأقطاب (الكاثود و الأنود)				عند الكاثود: تختزل أيونات الألومنيوم Al^{3+} إلى الألومنيوم المصهور Al . $Al^{3+}_{(l)} + 3e^{-} \rightarrow Al_{(l)}$ عند الأنود: تتأكسد أيونات الأكسيد O^{2-} إلى غاز الأكسجين O_2 . $2O^{2-}_{(aq)} \rightarrow O_{2(g)} + 4e^{-}$			
ملاحظة				بسبب درجات الحرارة العالية فإن الأكسجين الناتج يتفاعل مع كربون الأنود لتكوين ثاني $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$			
عملية (هول - هيرووليت) و الطاقة الكهربائية				تستخدم عملية هول - هيرووليت كميات من الطاقة لذا يتم إنتاج الألومنيوم في مصانع قريبة من طاقة كهربائية حيث تكلفة الطاقة الكهربائية.			
سبب إعادة تدوير الألومنيوم				نلجأ إلى إعادة تدوير الألومنيوم الذي كان قد حلل كهربائياً من قبل . (علل). لأن عملية إنتاجه من الخام يتطلب كمية هائلة من الكهرباء في حين عملية إعادة التدوير تتطلب فقط الحرارة التي يتطلبها صهره في الفرن.			
تنقية الخامات :							
وصفه		يستعمل التحليل الكهربائي أيضاً في تنقية					
مثال		تنقية فلز					
استخلاص النحاس		يستخرج معظم النحاس على شكل خامات الكالكوبرايت $CuFeS_2$ والكالكوسايت Cu_2S و الملاكيت $Cu_2CO_3(OH)_2$. وتعد الكبريتيدات أكثر توافراً وتنتج فلز النحاس عند تسخينها بقوة بوجود الأكسجين. $Cu_2S_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow 2Cu_{(s)} + SO_{2(g)}$					
تنقية الفلزات		يلزم تنقية النحاس المستخلص من عملية التحليل الكهربائي مباشرة (علل). لأنه يحوي على الكثير من الشوائب عند استخلاصه.					
تنقية النحاس من الهوائ		الأنود		تركيبه		عبارة عن قوالب كبيرة وسميكة يصب فيها مصهور	
		تفاعلاته				خلال مرور التيار تتأكسد ذرات النحاس غير النقي إلى النحاس II .	
		الكاثود		تركيبه		عبارة عن شريحة رقيقة من النحاس النقي .	
		تفاعلاته				تختزل أيونات النحاس إلى نحاس وتصبح جزءاً من الكاثود.	
ماذا حصل للهوائ	 الشوائب في قاع الخلية.					

الطلاء بالكهرباء بفلز الفضة	ملاحظة	يمكن طلاء الأشياء كهربائياً بفلز مثل الفضة بطريقة تشبه تنقية النحاس		
	الطريقة	يوصل الجسم المراد طلاؤه بالفضة		
	تفاعلاتها	الأنود	تأكسده	قطعة فضة نقية.
			تأكسده	تتأكسد الفضة إلى الفضة .
		الكاثود	تأكسده	أي جسم يراد طلاؤه بالفضة .
تأكسده			تختزل أيونات الفضة إلى فلز بواسطة الكتروليتات من مصدر الطاقة الخارجي .	
الطلاء الكهربائي بفلزات أخرى	نتيجة الطلاء	تكون الفضة طبقة تغلف الجسم .		
	شدة التيار وطبيعة التغليف	يجب مراقبة شدة المار في والتحكم فيها للحصول على طبقة فلزية و..... .		
	مثال	1- المجوهرات المطلية 2- أجزاء السيارة الفولاذية المطلية أولاً ثم مثل ماصات الصدمات لتكون مقاومة للتآكل .		



الشكل 2-22 تتم عملية هـول - ميروليت عند درجة 900°C في مصهر مشابه لهذا . ويستعمل الحرافيت أنوداً وكاثوداً . ويتم إضافة الألومنيوم المدور إلى الخلطة مع الألومنيوم لتساعد في خفض درجة الإنصهار.

