الصف ٣ث	الكيمياء الكهربائية	
المادة كيمياء	الخلايا الجلفانية 1 - 7	

تقويم ختامي للدرس | حساب فرق الجهد في الخلايا الكهروكيميائية | Calculating Electrochemistry

الطالب: .....

الدرجة: ١٠

١٩

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق

حساب فرق الجهد في الخلايا الكهروكيميائية :

جهد الاختزال

هو مدى قابلية المادة لـ اكتساب الالكترونات.

- 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 يساوي فرق الجهد لنصفي التفاعل .والذي يعبر عنه بالفولت V.

قطب الهيدروجين القياسي :

تم قياس جهد الاختزال لكل الأقطاب مقابل قطب واحد تم اختياره هو قطب الهيدروجين القياسي.

قطب الهيدروجين القياسي

تكوينه: يتكون من شريحة صغيرة من البلاتين مغموسة في محلول حمض HCl الذي يحتوي على أيونات الهيدروجين بتركيز 1M.
ويتم ضخ غاز الهيدروجين H_2 في المحلول عند ضغط 1 atm ودرجة حرارة 25 C .

جهد الاختزال القياسي له: يكون فرق الجهد لقطب الهيدروجين القياسي المسمى جهد الاختزال القياسي (E^0) مساويا 0.000 V

عمل القطب: يعمل هذا القطب بوصفه نصف تفاعل أكسدة أو نصف تفاعل اختزال.
اعتمادا على نصف الخلية الموصلة به.
والتفاعلان اللذان يمكن حدوثهما عند قطب الهيدروجين هما

الاختزال

$$2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)} \qquad E^0 = 0.000\ V$$

الأكسدة

جهود نصف الخلية :

قياسها	تم قياس جهود الاختزال القياسية وتسجيلها لعدد من أنصاف الخلايا.

قياس جهد الاختزال لكل الأقطاب مقابل قطب واحد تم اختياره هو قطب ..... القياسي.		
قطب الهيدروجين القياسي	تكوينه	يتكون من شريحة صغيرة من ..... يحتوي على أيونات ..... مغموسة في محلول حمض ..... HCl الذي ويتم ضخ غاز الهيدروجين H_2 في المحلول عند ضغط 1 atm ودرجة حرارة 25 C . بتركيز 1M.
	جهد الاختزال القياسي له	يكون فرق الجهد لقطب الهيدروجين القياسي المسمى جهد الاختزال القياسي (E^0) مساويا 0.000 V
	عمل القطب	يعمل هذا القطب بوصفه نصف تفاعل ..... او نصف تفاعل ..... . اعتمادا على نصف الخلية الموصلة به. والتفاعلان اللذان يمكن حدوثهما عند قطب الهيدروجين هما الاختزال $2H^+_{(aq)} + 2e^- \rightleftharpoons H_{2(g)}$ $E^0 = 0.000\ V$ الأكسدة

جهود نصف الخلية :

جهود نصف الخلية	قياسها	تم قياس جهود الاختزال القياسية وتسجيلها لعدد من أنصاف الخلايا.
	الجدول 2.1	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 .....
	تحديد نصف تفاعل الاختزال ونصف تفاعل الأكسدة	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 ..... .
	القياس تحت الظروف القياسية	يجب أن يقاس جهد القطب تحت الظروف القياسية وهي غمس القطب في محلول من أيوناته تركيزه 1M عند $25\ ^0C$ و 1 atm . حيث يشير الصفر فوق الترميز (E^0) باختصار إلى أن القياس تم تحت ظروف قياسية.

تحديد جهود إختزال 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} .

طريقة 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 الالكترونات من قطب الهيدروجين إلى قطب النحاس وتختزل أيونات النحاس إلى فلز النحاس . وتساوي قيمة (E^0_{Cu}) المقيسة بواسطة مقياس فرق الجهد + 0.342 V . ويشير الجهد الموجب إلى أن أيونات Cu^{2+} عند قطب النحاس تكتسب الكترونات بصورة أسهل من أيونات H^+ عند قطب الهيدروجين القياسي. لذا يحدث الاختزال عند قطب النحاس في حين تحدث الأكسدة عند قطب الهيدروجين.

كتابة أنصاف التفاعل والتفاعل الكلي

$H_{2\,(g)} \longrightarrow 2\,H^{+}_{(aq)} + 2\,e^{-}$ (نصف تفاعل التأكسد)

$Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,e^{-} \longrightarrow Cu_{(s)}$ (نصف تفاعل الاختزال)

$H_{2\,(g)} + Cu^{2+}_{(aq)} \longrightarrow 2\,H^{+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$ (التفاعل الكلي)

كتابة التفاعل بصيغة (رمز الخلية)

يمكن كتابة هذا التفاعل بصيغة تعرف بـ (رمز الخلية) .

$$H_2 \,|\, H^{+}_{(1M)} \,\|\, Cu^{2+}_{(1M)} \,|\, Cu \qquad E^{0}_{Cu} = +0.342\ V$$

(متفاعل ناتج) — (متفاعل ناتج)

H_2 | $H^+_{(1M)}$: نصف تفاعل الأكسدة — $Cu^{2+}_{(1M)}$ | Cu: نصف تفاعل الاختزال

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 اشارة ناتج الجمع لقيم E^0 قبل قيمة الجهد.

الخطوة الثانية : تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية الخارصين E^0_{Zn} .

طريقة تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية الخارصيه E^0_{Zn}

يتم تحديد جهد الاختزال القياسي لنصف خلية الخارصين (E^0_{Zn}) عند توصيل قطب الخارصين بقطب الهيدروجين القياسي.
حيث تتدفق الالكترونات 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 .

كتابة أنصاف التفاعل والتفاعل الكلي

$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,e^{-}$ (نصف تفاعل التأكسد)

$2\,H^{+}_{(aq)} + 2\,e^{-} \longrightarrow H_{2\,(g)}$ (نصف تفاعل الاختزال)

$Zn_{(s)} + 2\,H^{+}_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2\,(g)}$ (التفاعل الكلي)

كتابة التفاعل بصيغة (رمز الخلية)

يمكن كتابة هذا التفاعل بصيغة تعرف بـ (رمز الخلية) .

$$Zn \,|\, Zn^{2+}_{(1M)} \,\|\, H^{+}_{(1M)} \,|\, H_2 \qquad E^{0}_{Zn} = -0.762\ V$$

(متفاعل ناتج) — (متفاعل ناتج)

Zn | $Zn^{2+}_{(1M)}$: نصف تفاعل الأكسدة — $H^+_{(1M)}$ | H_2: نصف تفاعل الاختزال

الخطوة النهائية : جمع نصفي تفاعل النحاس والخارصين وذلك لحساب جهد الخلية الكهروكيميائية E^0_{Cell} .

معادلة جهد الخلية الجلفانية القياسي

$$E^{0}_{Cell} = E^{0}_{Cathode} - E^{0}_{anode}$$

($E^0_{Cathode}$ (اختزال) — E^0_{anode} (اكسدة))

E^0_{Cell} يمثل الجهد الكلي القياسي للخلية

$E^0_{Cathode}$ تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الاختزال

E^0_{anode} تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الأكسدة

جهد الخلية القياسي يساوي الجهد القياسي لنصف خلية الاختزال مطروحا منه الجهد القياسي لنصف خلية التأكسد.

حساب الجهد

بما أن الاختزال يحدث عند قطب النحاس والأكسدة تحدث عند قطب الخارصين
فإن قيم E^0 يمكن تعويضها على النحو الآتي :

وهذا يعني أن أيونات الهيدروجين عند قطب الهيدروجين تكتسب إلكترونات
لذا يكون جهد اختزال أيونات الهيدروجين أعلى من جهد اختزال أيونات الخارصين أي أن جهد الاختزال
أن يكون قيمة سالبة .

لنصف خلية E^0_{Zn} وتحديد

$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ (نصف تفاعل التأكسد)

$2H^+_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)}$ (نصف تفاعل الاختزال)

$Zn_{(s)} + 2H^+_{(aq)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + H_{2(g)}$ (التفاعل الكلي)

كتابة أنصاف التفاعل والتفاعل الكلي

يمكن كتابة هذا التفاعل بصيغة تعرف بـ (رمز الخلية) .

$Zn \mid Zn^{2+}_{(1M)} \parallel H^+_{(1M)} \mid H_2$, $E^0_{Zn} = -0.762\ V$

(متفاعل: نصف تفاعل الأكسدة — ناتج: نصف تفاعل الاختزال)

كتابة التفاعل بصيغة (رمز الخلية)

الخطوة النهائية : جمع نصفي تفاعل النحاس والخارصين وذلك لحساب جهد الخلية الكهروكيميائية E^0_{Cell} .

معادلة جهد الخلية الجلفانية العياسي

$E^0_{Cell} = E^0_{Cathode} - E^0_{anode}$

(اختزال) (أكسدة)

E^0_{Cell} يمثل الجهد الكلي القياسي للخلية

$E^0_{Cathode}$ تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الاختزال

E^0_{anode} تمثل الجهد نصف الخلية القياسي لتفاعل الأكسدة

جهد الخلية القياسي يساوي الجهد القياسي لنصف خلية الاختزال مطروحا منه الجهد القياسي لنصف خلية التأكسد.

حساب الجهد الكلي القياسي للخلية E^0_{Cell}

بما أن الاختزال يحدث عند قطب النحاس والأكسدة تحدث عند قطب الخارصين

فإن قيم E^0 يمكن تعويضها على النحو الآتي :

$E^0_{Cell} = E^0_{Cu^{2+}|Cu} - E^0_{Zn^{2+}|Zn}$

$E^0_{Cell} = +0.342\ V - (-0.762\ V)$

$E^0_{Cell} = +1.104\ V$

مثال 1_3 : حساب جهد الخلية :

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

$I_{2(s)} + 2e^- \longrightarrow 2I^-_{(aq)}$, $E^0_{I_2|I^-} = +0.536\ V$

$Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Fe_{(s)}$, $E^0_{Fe^{2+}|Fe} = -0.447\ V$

الحل

نصف التفاعل الذي له أقل جهد اختزال هو تفاعل الأكسدة ونصف التفاعل الذي له أكبر جهد اختزال هو تفاعل الأختزال :

اكتب نصف تفاعل الاكسدة وهو هنا الحديد بالشكل الصحيح

$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$ نصف تفاعل الأكسدة

من خلال نصف تفاعل الاختزال وذلك بعكسه .

اكتب نصف تفاعل الاختزال وهو هنا اليود كما هو مكتوب .

$I_{2(s)} + 2e^- \longrightarrow 2I^-_{(aq)}$ نصف تفاعل الاختزال

جمع المعادلتين للحصول التفاعل الكلي للخلية :

$I_{2(s)} + Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2I^-_{(aq)}$ التفاعل الكلي للخلية

حساب جهد الخلية القياسي :

$E^0_{Cell} = E^0_{Cathode} - E^0_{anode}$

$E^0_{Cell} = E^0_{I_2|I^-} - E^0_{Fe^{2+}|Fe}$

$Fe \mid Fe^{2+}_{(1M)} \parallel I_2 \mid I^-_{(1M)}$

سائل لدربية :

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

b- اكتب رمز الخلية. ارجع إلى قواعد وزن معادلات الأكسدة والاختزال التي درستها سابقا.

احسب جهد الخلية القياسي .

$Pt^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Pt_{(S)}$	$E^0_{Pt^{2+}\mid Pt} = +1.18\ V$	$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Sn_{(S)}$	$E^0_{Sn^{2+}\mid Sn} = -0.1375\ V$

كاثود

انود

اختزال كاثود

أكسدة انود

$Pt^{+2} + 2e^- \rightarrow Pt \quad E = +1.18$

$Sn^{+2} + 2e^- \rightarrow Sn \quad E = -0.1375$

$Pt^{+2} + Sn \rightarrow Sn^{+2} + Pt$

$E^0_{cell} = 1.18 - (-0.137) = 1.31$

$Pt^{+2}/Pt \;//\; Sn^{+2}/Sn$

$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Co_{(S)}$	$E^0_{Co^{2+}\mid Co} = -0.28\ V$	$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Cr_{(S)}$	$E^0_{Cr^{3+}\mid Cr} = -0.744\ V$

كاثود

انود

اختزال

أكسدة

3 عدد الالكترونات

2 عدد الالكترونات

$Co^{+2} + 2e \rightarrow Co \quad E = -0.28$

$Cr^{+3} + 3e \rightarrow Cr \quad E = -0.744$

$Co \rightarrow Co^{+2} + 2e \;\Longrightarrow\; 3Co \rightarrow 3Co^{+2} + 6e$

$Cr^{+3} + 3e \rightarrow Cr \;=\; 2Cr^{+3} + 6e \rightarrow 2Cr$

$3Co + 2Cr^{+3} \rightarrow 3Co^{+2} + 2Cr$

$E^0_{cell} = +0.464$

$Co^{+2}/Co \;//\; Cr^{+3}/Cr$

$Hg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Hg_{(S)}$	$E^0_{Hg^{2+}\mid Hg} = +0.851\ V$	$Cr^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Cr_{(S)}$	$E^0_{Cr^{2+}\mid Cr} = -0.913\ V$

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

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

كتابة رمز الخلية :

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

$Fe \mid Fe^{2+}$	اكتب ثانيا نصف تفاعل الاختزال على اليمين باستعمال رمز المادة المتفاعلة ثم الناتجة وافصل بينهما بخطين عموديين.
$Fe \mid Fe^{2+}_{(1M)} \parallel I_2 \mid I^-_{(1M)}$	رمز الخلية :

$Fe \mid Fe^{2+}_{(1M)} \parallel I_2 \mid I^-_{(1M)}$

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 سابقا.

$Pt^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Pt_{(S)}$	$E^0_{Pt^{2+}\mid Pt} = +1.18\ V$	$Sn^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Sn_{(S)}$	$E^0_{Sn^{2+}\mid Sn} = -0.1375\ V$

كاثود

$Pt^{+2} + 2e^- \Rightarrow Pt \quad E = +1.18$

انود

$Sn^{+2} + 2e^- \Rightarrow Sn \quad E = -0.1375$

اختزال كاثود

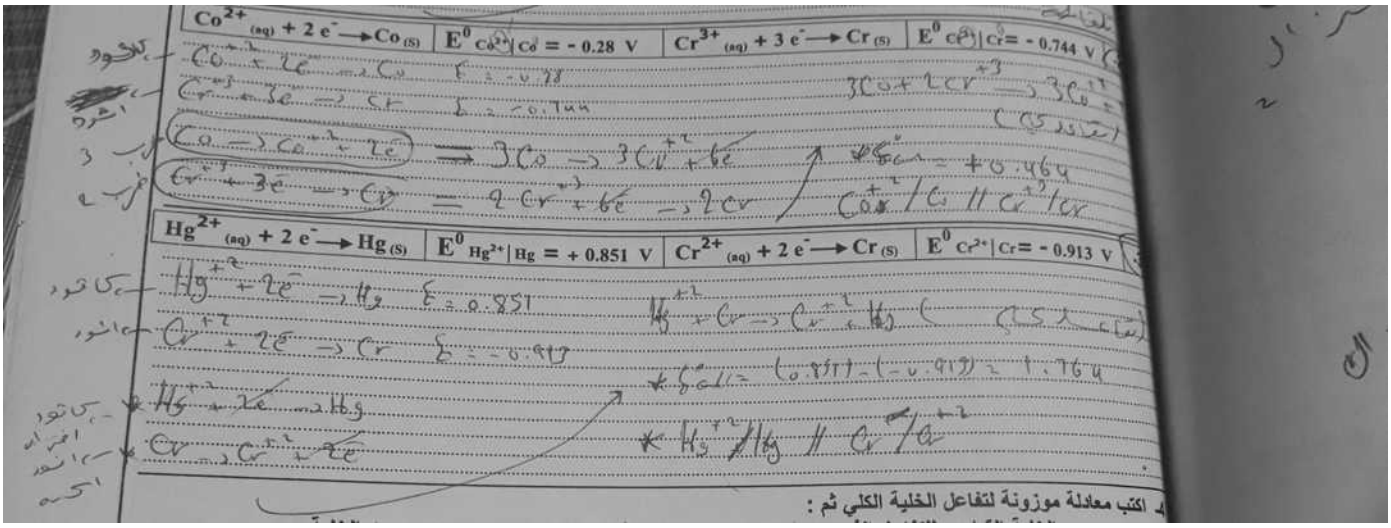
$Pt^{+2} + Sn \Rightarrow Sn^{+2} + Pt$

اكسدة انود

$E^0_{cell} = 1.18 - (-0.1375) = 1.31$

$Pt^{+2}/Pt \parallel Sn^{+2}/Sn$

$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow Co_{(S)}$	$E^0_{Co^{2+}\mid Co} = -0.28\ V$	$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \longrightarrow Cr_{(S)}$	$E^0_{Cr^{3+}\mid Cr} = -0.744\ V$


$Co^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Co_{(S)}$
$E^0_{Co^{2+}|Co} = -0.28\ V$
$Cr^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow Cr_{(S)}$
$E^0_{Cr^{3+}|Cr} = -0.744\ V$
$Hg^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Hg_{(S)}$
$E^0_{Hg^{2+}|Hg} = +0.851\ V$
$Cr^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow Cr_{(S)}$
$E^0_{Cr^{2+}|Cr} = -0.913\ V$
اكتب معادلة موزونة لتفاعل الخلية الكلي ثم :

التفاعل الغير تلقائي يمكن أن يحدث بشكل تلقائي ويكون له جهد خلية موجب عندما نقوم بعكس التفاعل الأصلي.

مسائل تدريبية :

حسب 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 :

$Sn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$	⟶	$Sn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$	
$E^0_{Sn^{2+}\|Sn} = -0.1375\ V$ ← اختزال			$E^0_{Cu^{2+}\|Cu} = +0.3419\ V$ ← اختزال

$E^0_{cell} = (0.3419) - (-0.1375) = 0.4794$

تلقائية لأنه موجب

$Mg_{(s)} + Pb^{2+}_{(aq)}$	⟶	$Pb_{(s)} + Mg^{2+}_{(aq)}$	
		$E^0_{Mg^{2+}\|Mg} = -2.372\ V$	$E^0_{Pb^{2+}\|Pb} = -0.1262\ V$ ← اختزال

$E^0_{cell} = (-0.1262) - (-2.372) = 2.24$

تلقائية

المادة	كيمياء	الكيمياء الكهربائية الخلايا الجلفانية 1 - 7
تقويم ختامي للدرس	استعمال جهود الاختزال القياسية	Using Standard Reduction Potentials
الاسم:	الدرجة: ١٠	

22

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق

استعمال جهود الاختزال القياسية :

استعمال جهود الاختزال القياسية

تستعمل جهود الاختزال القياسية في :
1- حساب الجهد القياسي للخلية العادية.
2- تحديد هل سيكون التفاعل المقترح تحت الظروف القياسية التلقائية أم لا .

متى يكون التفاعل تلقائيا

تكون جهود الاختزال القياسية مؤشرا على التلقائية عندما :
تتدفق الإلكترونات في الخلية الجلفانية من نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي المنخفض إلى نصف الخلية ذات جهد الاختزال القياسي الأعلى لتعطي جهدا إشارته موجبة 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- اذا كان الجهد المحسوب :
a- موجبا فالتفاعل تلقائي أي يمكن حدوثه كما هو مكتوب .
b- سالبا فالتفاعل غير تلقائي أي لا يمكن حدوثه كما هو مكتوب.

ملاحظة

التفاعل الغير تلقائي يمكن أن يحدث بشكل تلقائي ويكون له جهد خلية موجب عندما نقوم بعكس التفاعل الأصلي.

مسائل تدريبية :

ادمية

- بطاريات تنتج طاقة كهربائية من خلال تفاعل الأكسدة والاختزال تلقائي
- غير قابلة لإعادة الشحن
- خلايا الكاديوم، الزئبق
  البطاريات القلوية
  بطاريات الفضة
  الليثيوم

ثانوية

- بطارية تعتمد على التفاعل الغير تلقائي
- قابلة لإعادة الشحن
- بطاريات تخزينية
- بطاريات النيكل - كادميوم
  الرصاص الحمضي
  الوقود
  الليثيوم

يات الفضة :

مميزاتها	تعتبر ..... حجما.
استعمالاتها	تستعمل في تزويد الأجهزة ..... مثل. 1 - سماعات ..... 2- الساعات 3- آلات .....
مثيل تفاعلاتها	تفاعل الآنود هو نفس تفاعل نصف خلية البطاريات القلوية.

تفاعل الأنود لنصف الخلية	$ZnO_{(s)} + H_2O_{(l)} + 2e^-$	$Zn_{(s)} + 2\,OH^-_{(aq)}$
تفاعل الكاثود لنصف الخلية	$2\,Ag_{(s)} + 2OH^-_{(aq)}$	$Ag_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} + 2e^-$

البطاريات :

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

اريات نيكل ــ كادميوم :

مميزاتها	بطاريات تخزين قابلة .....
تسميتها	تسمى في بعض الأحيان بطاريات NiCad

للحصول على الكفاءة القصوى للبطارية يصنع كل من الأنود والكاثود من أشرطة ..... طويلة من مواد ..... من خلالها.

ريات نيكل ـــ كادميوم :

مميزاتها	بطاريات تخزين قابلة لإعادة الشحن
تسميتها	تسمى في بعض الأحيان بطاريات NiCad
كيفية الحصول على الكفاءة القصوى للبطارية	للحصول على الكفاءة القصوى للبطارية يصنع كل من الأنود والكثود من أشرطة رفيعة طويلة من مواد مفصولة بطبقة يمكن للأيونات أن تمر من خلالها. وتلف الأشرطة في لفائف حلزونية وتعبأ داخل علبة أسطوانية.
فاعلات البطارية	تفاعل الأنود : يتأكسد الكادميوم في وسط قاعدي . تفاعل الأنود لنصف الخلية: $Cd_{(s)} + 2\,OH^-_{(aq)} \longrightarrow Cd(OH)_{2\,(s)} + 2e^-$ تفاعل الكاثود: فهو اختزال النيكل من حالة تأكسد 3+ إلى 2+ . تفاعل الكاثود لنصف الخلية: $NiO(OH)_{(s)} + H_2O_{(l)} + e^- \longrightarrow Ni(OH)_{2\,(s)} + OH^-_{(aq)}$
شحن البطارية	تحدث هذه التفاعلات بشكل عكسي عند شحن البطارية.

البطاريات

أولية
١) فضة
٢) زئبقية
٣) قلوية
٤) الليثيوم

ثانوية
١) نيكل ـ كادميوم
٢) الليثيوم
٣) المركم الرصاصي الحمضية
٤) خلايا الوقود

الدرجة	
١٠	.....

24 — الزمن : ١٠ دقائق — أجب عن جميع الأسئلة التالية :

الخلايا الجافه :

تزود بعض تفاعلات الخلايا الكهروكيميائية البطاريات بالطاقة التي نستعملها يوميا.

البطارية هي عبارة عن خلية جولفانية أو أكثر في عبوة واحدة تنتج التيار الكهربائي.

(١) خلية الخارصين و الكربون الجافة :

الخلية الجافة هي خلية جولفانية جيث يكون المحلول الموصل للتيار عجينة رطبة تتكون من خليط من كلوريد خارصين وأكسيد منجنيز IV وكلوريد الأمونيوم وكمية قليلة من الماء داخل حافظة من الخارصين.

تركيب الخلية الجافة وآلية عملها

1- محلول موصل للتيار على شكل عجينة رطبة داخل حافظة من الخارصين .

2 - الأنود المتمثل في (حافظة الخارصين) في الخلية حيث يحدث تأكسد الخارصين حسب المعادلات الآتية :

$Zn(s)$	⟶	$Zn^{2+}_{(aq)}$	$2e^-$

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 الالكترونات ويتم تفاعل الاختزال لنصف الخلية على النحو الآتي :

$2\,NH_4^+{}_{(aq)} + 2MnO_{2(s)} + 2e^-$	⟶	$Mn_2O_{3\,(s)} + 2\,NH_{3\,(g)} + H_2O_{(l)}$

يوجد في خلية الخارصين والكربون الجافة أيضا :

4 - فواصل رقيقة مصنوعة من مادة مسامية تحتوى على عجينة رطبة تفصلها عن أنود الخارصين .

وتعمل هذه الفواصل عمل القنطرة الملحية للسماح بتحرك الأيونات.

ومن ثم فإنها تشبه إلى حد كبير نموذج الخلية الجلفانية الذي درسته سابقا.

الجهد الناتج عن الخلية الجافة تنتج خلية الخارصين والكربون الجافة جهد مقداره 1.5 V .

متى ينخفض جهد البطارية عندما يبدأ إنتاج الأمونيا بوصفه ناتج تفاعل الاختزال عن محلولها المائي في صورة غاز وعندها ينخفض الجهد إلى مستوى يجعل البطارية غير نافعة.

(٢) البطاريات القلوية :

لقد حلت الخلية القلوية الجافة الأكثر كفاءة محل خلية الزنك

4 - فواصل رقيقة مصنوعة من مادة مسامية تحتوي على عجينة رطبة تفصلها عن أنود الخارصين.
وتعمل هذه الفواصل عمل القنطرة الملحية للسماح بتحرك الأيونات.
ومن ثم فإنها تشبه إلى حد كبير نموذج الخلية الجلفانية الذي درسته سابقاً.

الناتج عن خلية الجافة	تنتج خلية الخارصين والكربون الجافة جهد مقداره 1.5 V .
...ينخفض البطارية	عندما يبدأ إنتاج الأمونيا بوصفه ناتج تفاعل الاختزال عن محلولها المائي في قطرة غاز وعندما ينخفض الجهد إلى مستوى يجعل البطارية غير نافعة.

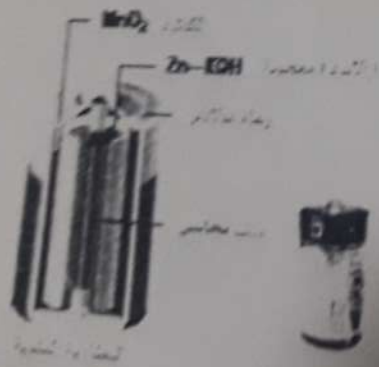
...القلوية:

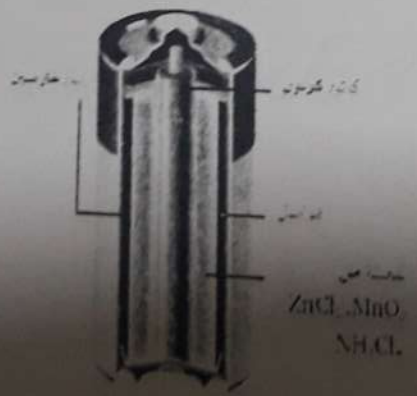
...الخلية القلوية الجافة الأكثر كفاءة محل خلية الخارصين والكربون الجافة في الكثير من التطبيقات.

تركيبها	1- الأنود: يتكون من مسحوق خارصين مخلوط بعجينة مع هيدروكسيد البوتاسيوم توضع في علبة من الفولاذ. 2 - الكاثود: يتكون من مخلوط من ثاني أكسيد المنجنيز وهيدروكسيد البوتاسيوم

...تفاعلاتها	تفاعل الأنود لنصف الخلية	$Zn_{(s)} + 2OH^-_{(aq)} \longrightarrow ZnO_{(s)} + H_2O_{(l)} + 2e^-$
	تفاعل الكاثود لنصف الخلية	$MnO_{2(s)} + 2H_2O_{(l)} + 2e^- \longrightarrow Mn(OH)_{2(s)} + 2OH^-_{(aq)}$

تعليل	يوجد الخارصين على هيئة مسحوق في الخلية القلوية (علل) ليوفر ... سطح ... للتفاعل تصنع البطاريات القلوية بأحجام صغيرة (علل) لأنها لا تحتاج إلى عمود ... بوصفه ...
استعمالاتها	لها استعمالات متعددة في الأجهزة ...





أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق

بطاريات لخزين المركم الرصاصي الحمضية:

استخدامها	شائعة الاستخدام في ..... (بطاريات السيارات)
مكوناتها	تتكون معظم بطاريات السيارات من ..... خلايا تولد كل واحدة منها 2 V ينتج كلي .....
تركيب البطارية (الأقطاب)	1- الأنود : يتكون في كل خلية من شبكتين مساميتين أو أكثر من ..... 2 - الكاثود :يتكون من شبكة واحدة من ..... المملوءة بثنائي .....
تفاعلاتها	عند الأنود يتأكسد الرصاص من حالة تأكسد 0,0 إلى 2+ في $PbSO_4$. تفاعل الأنود لنصف الخلية: $Pb_{(s)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2e^-$ عند الكاثود: يختزل الرصاص من حالة تأكسد 4+ إلى 2+. تفاعل الكاثود لنصف الخلية: $PbO_{2(s)} + 4H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2e^- \longrightarrow PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$ التفاعل الكلي هو: $Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 4H^+_{(aq)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)} \longrightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$
تسمية بطارية المركم الرصاصي	تسمى بطارية رصاص ـ اكسيد الرصاص IV. تسمى بطاريات الرصاص ..... وهو الاسم الأكثر شيوعا لها (علل) لأن المحلول الموصل في البطارية هو محلول حمض ..... وهي بطارية غير جافة
المتفاعلات والنواتج في نصفي الخلية	وبالنظر إلى تفاعلات نصفي الخلية يمكننا ملاحظة أن كبريتات الرصاص II $PbSO_4$ هي ..... كذلك فإن كلاً من PbO و Pb و $PbSO_4$ هي مواد ..... لذا تبقى في مكان تكونها نفسه. أي تكون المواد المتفاعلة في الأماكن المعطوبة سواء امتلأت البطارية في حالة ..... أو .....
عمل حمض الكبريتيك	يعمل حمض الكبريتيك عمل محلول ..... بالبطارية إلا أنه يستهلك في أثناء ..... البطارية لتشارك .....
ماذا يحدث عند اعادة شحن البطارية	يصبح التفاعل في حالة إعادة شحن البطارية ..... لينتج الرصاص وأكسيد الرصاص 1V وحمض الكبريتيك الموضح بالجزء في المعادلة $4H^+_{(aq)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ من المعادلة الكلية للبطارية.
علل	تعد بطاريات تخزين المراكم 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:

	$Pb_{(s)} + PbO_{2(s)} + 4H^+_{(aq)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)} \longrightarrow 2PbSO_{4(s)} + 2H_2O_{(l)}$
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 نصفي الخلية	بالنظر إلى تفاعلات نصفي الخلية يمكنك ملاحظة : أن كبريتات الرصاص II $PbSO_4$ 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 اعادة شحن البطارية	يصبح التفاعل في حالة إعادة شحن البطارية ..... لينتج الرصاص وأكسيد الرصاص 1V وحمض الكبريتيك الموضح بالجزء في المعادلة $4H^+_{(aq)} + 2SO_4^{2-}{}_{(aq)}$ من المعادلة الكلية للبطارية .
علل	تعد بطاريات تخزين المراكم 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 .
جهد بطارية الليثيوم	تولد البطارية التي تؤكسد الليثيوم على الأنود 2.3 V تقريبا أكثر من البطاريات المشابهة وتؤدي إلى تأكسد الخارصين.

مقارنة بين نصف تفاعل التأكسد للخارصين والليثيوم	نصف تفاعل تأكسد الخارصين	$E^0_{Zn^{2+}\mid Zn} = -0.762$ V	$Zn_{(s)} \longrightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2e^-$
	نصف تفاعل تأكسد الليثيوم	$E^0_{Li^+\mid Li} = -3.04$ V	$Li_{(s)} \longrightarrow Li^+_{(aq)} + e^-$
	جهد الخلية $E^0_{Cell} = +2.28$ V	$E^0_{Cell} = -0.762 - (-3.04)$	$E^0_{Cell} = E^0_{Zn^{2+}\mid Zn} - E^0_{Li^+\mid Li}$

ملاحظة	يمكن لبطاريات الليثيوم أن تكون أولية أو ثانوية اعتمادا على أي تفاعلات اختزال تم دمجها مع تأكسد الليثيوم.

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

خلايا الوقود :

تعريفها	هي خلية ..... تنتج فيها طاقة ..... من تأكسد ..... .
علل	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.
تركيبها وكيفية عملها	تتركب خلية الوقود من : 1- قطب الأنود : حيث يتأكسد الهيدروجين ويستعمل التفاعل أيونات الهيدروكسيد OH^- المتوافرة في المحلول لموصل 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 .
تركيب الأقطاب	كل قطب عبارة عن وعاء ..... جدرانه من ..... مسامي. تسمح بالاتصال بين الحجرة الداخلية والمحلول الموصل المحيط بها.

تفاعل الأكسدة عند الأنود	$4H_2O_{(l)} + 4e^-$	$\longrightarrow$ $2H_{2(g)} + 4OH^-_{(aq)}$

استعمالات بطاريات الليثيوم	تستعمل عادة في: 1- الساعات 2- الحواسيب 3- الآلات الحاسبة 1- الاستعدادات الشخصية حتى عند اطفاء الجهاز. للحفاظ على الزمن والتاريخ والذاكرة.
علل	تستعمل بطاريات الليثيوم في الساعات والحواسيب وآلات التصوير. (علل) لأنها تستمر لفترة طويلة.

خلايا الوقود:

تعريفها	هي خلية تحول تنتج فيها طاقة من تأكسد الوقود
علل	تختلف خلايا الوقود عن البطاريات الأخرى. (علل) لأنها تزود باستمرار من مصدر خارجي.
علل	خلايا الوقود أفضل مصدر للماء والطاقة على سفن الفضاء. (علل) لأنها تنتج الكهرباء و الماء بدون إنتاج مواد يتبقى التخلص منها.
تركيبها وكيفية عملها	تتركب خلية الوقود من : 1- قطب الأنود : حيث يتأكسد الهيدروجين ويستعمل التفاعل أيونات الهيدروكسيد OH^- المتوافرة في المحلول لموصل 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 .
تركيب الأقطاب	كل قطب عبارة عن وعاء مثقب جدرانه من جرافيت مسامي. تسمح بالاتصال بين الحجرة الداخلية والمحلول الموصل المحيط بها.

تفاعلاتها	تفاعل الأكسدة عند الأنود	$2H_{2(g)} + 4OH^-_{(aq)} \longrightarrow 4H_2O_{(l)} + 4e^-$
	تفاعل الاختزال عند الكاثود	$O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^- \longrightarrow 4OH^-_{(aq)}$
	عند جمع معادلتي نصفي التفاعل تكون المعادلة الكلية هي معادلة احتراق الهيدروجين في الأكسجين نفسه.	
	المعادلة الكلية	$2H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$

علل	خلية الوقود لا تنفذ مثل سائر البطاريات حيث تستمر في انتاج الكهرباء. (علل) لأنها تزود بالوقود من مصدر خارجي.
استبدال وقود الهيدروجين بالميثان	تستخدم بعض الخلايا الميثان بدلا من الهيدروجين إلا أنه قد يؤدي إلى انتاج ثاني أكسيد الكربون كغاز الدفيئة.
استعمال غشاء تبادل البروتون	تستعمل خلايا الوقود صفيحة بلاستيكية تسمى غشاء تبادل البروتونات (PEM) . مما يستبعد الحاجة إلى محلول موصل سائل .

الكيمياء الكهربائية

البطاريات 2 - 7

الصف	٣ث
المادة	كيمياء

التآكل

Corrosion

الدرجة: ١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق

28

تعريفه: هو تحات الفلز الناتج عن تفاعل أكسدة واختزال بين الماء و الهواء في البيئة.

مثال: تآكل الحديد المعروف صدأ الحديد.

يحدث الصدأ عند تعرض قطعة الحديد للهواء والرطوبة حيث يصدأ الجزء المتصل بالتربة الرطبة أولا.

متى يبدأ الصدأ: يبدأ الصداء عند وجود شق أو كسر صغير في سطح الحديد.

كمية حدوث صدأ الحديد

أنود الخلية : عبارة عن شق أو كسر في سطح الفلز.

الأكسدة : تفقد ذرات الحديد الالكترونات

$Fe_{(s)} \longrightarrow Fe^{2+}_{(aq)} + 2e^-$

كاثود الخلية : عبارة عن حافة قطرة الماء.

الاختزال : تختزل الالكترونات الأكسجين من الهواء

$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^- \longrightarrow 2H_2O_{(l)}$

تتأكسد أيونات Fe^{2+} إلى أيونات Fe^{3+} بتفاعله مع الأكسجين الذائب في الماء.

أيونات Fe^{3+} تتحد بالأكسجين لتكوين صدأ غير ذائب من Fe_2O_3 .

المعادلة الكلية لتآكل الحديد :

$4Fe^{2+}_{(aq)} + 2O_{2(g)} + 2H_2O_{(l)} + 4e^- \longrightarrow 2Fe_2O_{3(s)} + 4H^+_{(aq)}$

$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$

تعليل

الصدأ عملية بطيئة. (علل)

لأن قطرات الماء تحتوي على كمية قليلة من الأيونات لذا فهي محاليل موصلة غير جيدة.

الماء الذي يحوي كمية كبيرة من الأيونات يحدث فيه تآكل بسرعة أكبر. (علل)

لأنه يصبح محلولا الكتروليتيا جيدا.

التآكل :

	$4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2Fe_2O_{3(s)}$
تعليل	الصدأ عملية بطيئة. **(علل)** لأن قطرات المطر تحتوي على كمية قليلة من الأيونات لذا فهي محاليل موصلة غير جيدة. الماء الذي يحوي كمية كبيرة من الأيونات يحدث فيه تآكل بسرعة أكبر. **(علل)** لأنه يصبح محلولا الكتروليتي جيدا.

التآكل :

طرائق تقليل التآكل	تم ابتكار طرائق عديدة لتقليل التآكل ومنها : 1- عمل طلاء من الطلاء لعزل الماء والهواء. 2- توصيل (أو لف) كتل من المغنيسيوم مثل المغنيسيوم أو الألومنيوم أو التيتانيوم بالهيكل الفولاذي. 3- طلاء الحديد بفلز أكثر مقاومة للتأكسد منه. (عملية الجلفنة)
تعليل	يجب إعادة طلاء المعادن مرات عديدة . **(علل)** لأن الطلاء يتآكل مع الزمن
محالات استعمال تقنية لف الفلز على المعادن	تستعمل تقنية لف الفلز على المعادن في مجالات منها : 1- حماية هياكل السفن التي تتصل بصورة دائمة بالماء المالح . حيث تتأكسد هذه الكتل أسهل من الحديد وتصبح الأنود في خلية التآكل في حين يبقى حديد الهيكل دون تآكل أو أكسدة. 2- حماية أنابيب الري المدفونة في الأرض. حيث يلف الماغنيسيوم بواسطة أسلاك بالأنابيب فيتآكل الماغنيسيوم بدلا من الأنابيب.

عملية الجلفنة :

تعريفها	هي تغطية الحديد بفلز أكثر مقاومة للتأكسد.
مثال	تغليف الحديد بطبقة من الألمنيوم.
كيفية حدوث الجلفنة	تحدث الجلفنة إما : 1- غمر القطعة الحديدية بمصهور خارصين. 2- طلاء الجسم بالخارصين كهربائيا.
من أمثلة العناصر التي تستخدم في حماية الفلز	1- الخارصين. 2- الألومنيوم. 3- الكروم. مجموعة عناصر تحمي نفسها عند تعرضها للهواء حيث يتأكسد سطحها مكونة طبقة رقيقة من أكسيد الفلز تحمي الفلز من التأكسد مرة أخرى.
طرق حماية الجلفنة للحديد	تحمي الجلفنة الحديد بطريقتين هما : 1- في حالة كون طبقة الخارصين سليمة : لا تمكن الماء والهواء من الوصول إلى سطح الحديد. 2- في حالة كون طبقة الخارصين غير سليمة (تشقق طبقة الخارصين) : فإنه يقوم بحماية الحديد من التآكل السريع . بأن يصبح الخارصين أنود الخلية الجلفانية المتكونة ملامسة الهواء والماء للحديد والخارصين في الوقت نفسه. وهو ما يعرف بالأنود المتآكل.

الصف	١٢
المادة	كيمياء

التحليل الكهربائي 3 - 7

اسم خدامي للدرس

عكس تفاعلات الأكسدة والاختزال

Reversing Redox Reactions

الدرجة	١٠

.....

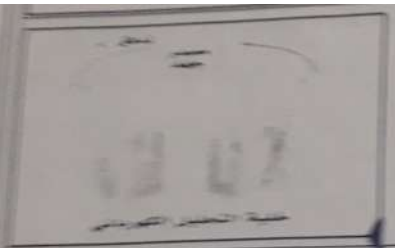
أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق

29

عكس تفاعلات الأكسدة والاختزال:

حركة الالكترونات في البطارية عند توليد التيار الكهربائي	عندما تولد بطارية تيارا كهربائيا تتدفق الإلكترونات الناتجة عند الأنود من الخارجية إلى الكاثود . حيث تستعمل في تفاعل الاختزال .
البطارية الثانوية	البطاريات الثانوية نوع من البطاريات يمكن إعادة شحنها عن طريق تمرير تيار كهربائي من خلالها في الاتجاه العكسي .
طريقة توليد التيار الكهربائي في الخلية الجلفانية	- 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 .
تحديد الخلية الجلفانية	- 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.
التحليل الكهربائي	هو استعمال الطاقة الكهربائية لإحداث تفاعل كيميائي .
خلية التحليل الكهربائي	هي الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها تحليل كهربائي

خلية التحليل الكهربائي	من مصدر طاقة خارجي (عكس). لأن التفاعل في الاتجاه العكسي غير تلقائي. - وإذا تم تزويد الطاقة من مصدر خارجي لفترة زمنية كافية فسوف تعود البطارية إلى قوتها الأصلية تقريبا.



التحليل الكهربائي	هو استعمال الطاقة ... لإحداث تفاعل كيميائي.
خلية التحليل الكهربائي	هي الخلية الكهروكيميائية التي يحدث فيها التحليل الكهربائي.
ملاحظة	عند إعادة شحن بطارية ثانوية مثلا فإنها تعمل عمل خلية تحليل كهربائي.

تطبيقات التحليل الكهربائي:

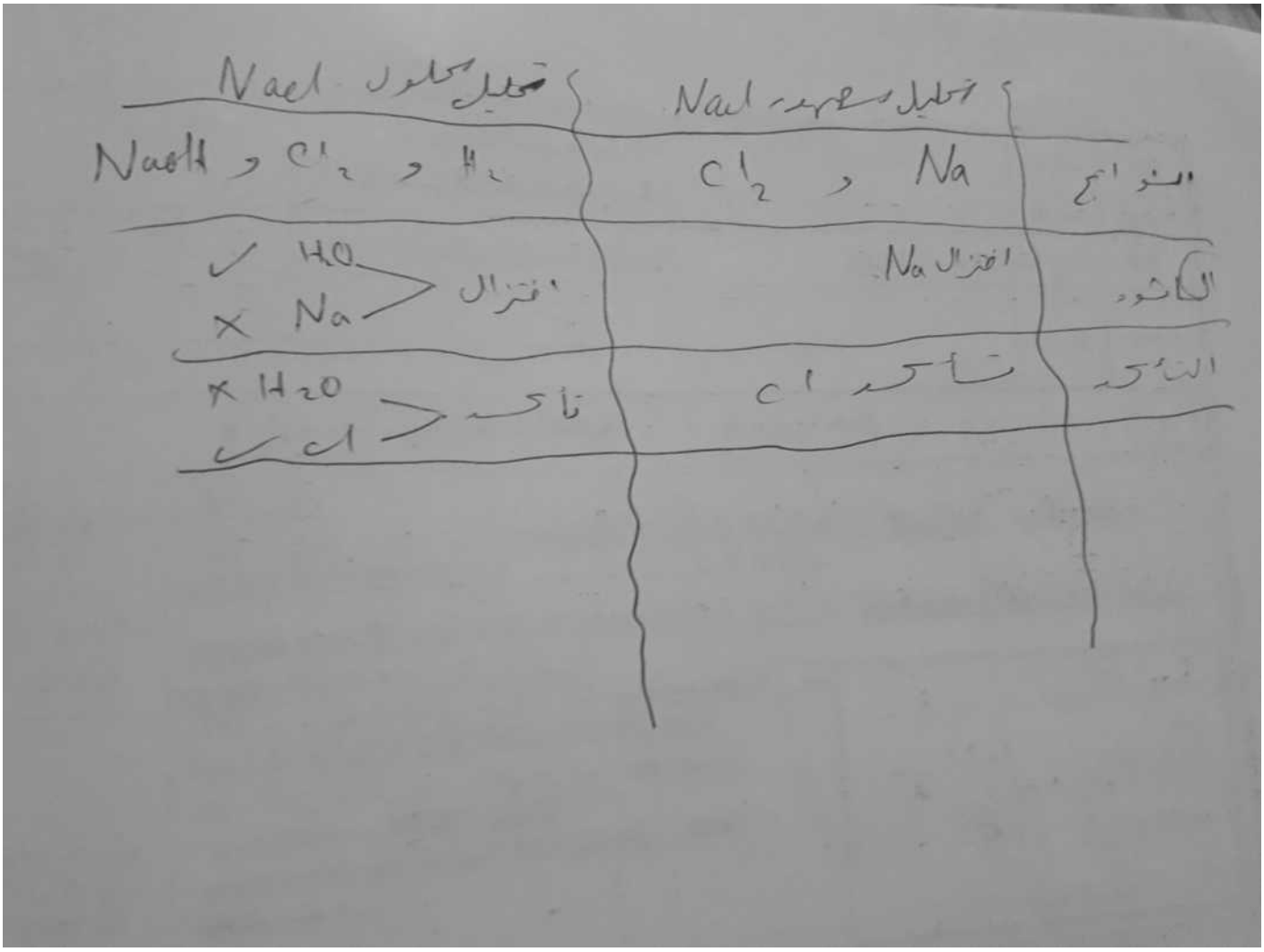
الفرق بين الخلايا الجلفانية وخلايا التحليل الكهربائي	الخلايا الجلفانية تكون بتحويل الطاقة ... إلى طاقة ... تلقائية كتفاعل الأكسدة والاختزال التلقائي. خلايا التحليل الكهربائي تكون باستعمال الطاقة ... لإحداث ... كتفاعل الأكسدة والاختزال غير التلقائي.
بعض أمثلة تطبيقات التحليل الكهربائي	1- التحليل الكهربائي ... الماء 2- التحليل الكهربائي ... المصهور 3- التحليل الكهربائي ... أملاح المحلول

تحليل الكهربائي للماء النقي H_2O : (1)

التحليل الكهربائي للماء	نواتج التحليل: يحلل الماء كهربائيا إلى عنصرين هما غاز O_2 ... و غاز H_2 ... $2H_2O_{(l)} \longrightarrow 2H_{2(g)} + O_{2(g)}$ مميزاته: يعد هذا التفاعل عكس تكوين ... الهيدروجين في خلوة ... الوقود ... أهميته: يعتبر أحد طرائق إنتاج ... الهيدروجين ... الاستعمالات ... الصناعية ...

(1) تحليل الماء كهربائيا لإنتاج H_2 و O_2 وهو تفاعل عكس اختراد الماء الذي يحتاج الوقود H_2 يستعمل في الخزانات الصاروخية

	الخلايا الجلفانية	الخلايا الإلكتروليتية
اتجاه سير الإلكترونات	من الأنود إلى الكاثود	من الأنود إلى الكاثود
شحنة الأقراص	الكاثود	الكاثود
شحنة الأنود	الأنود	الزنك
التفاعل	تلقائي	غير تلقائي
مصدر مرتفع الإلكترونات	طاقة منطلقة من الأكسدة والاختزال	طاقة كهربائية تمدها الخلية من مصدر خارجي
إشارة الكاثود	+	-
إشارة الأنود	-	+


تحليل محلول NaCl
تحليل مصهور NaCl
النواتج
NaOH ، Cl_2 ، H_2
Na ، Cl_2
المهبط
الكاثود
اختزال
H_2O ✓
Na ✗
اختزال Na
المصعد
الأنود
تأكسد
H_2O ✗
Cl ✓
تأكسد Cl

الصوديوم في المنتجات التي نستخدمها و.....

التحليل الكهربائي لماء البحر:

نواتج التحليل	يحلل ماء البحر كهربائيا 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 الماء ..... حدوثا.

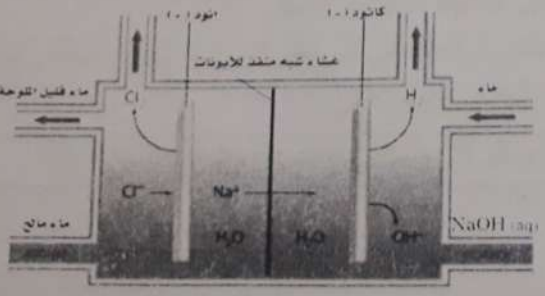
$Na^+_{(l)} + e^-$	⟶	$Na_{(s)}$	لا يحدث اختزال عند الكاثود للصوديوم.
$2H_2O_{(l)} + 2e^-$	⟶	$H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$	يحدث اختزال أسهل عند الكاثود وينتج غاز H_2 .

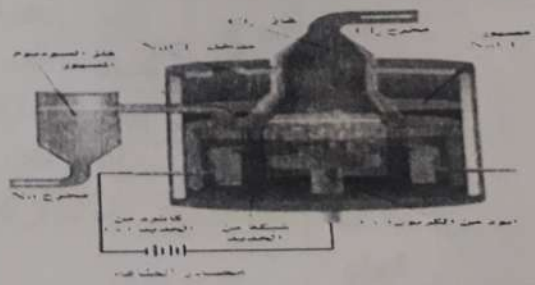
التحليل الكهربائي لماء البحر

التفاعلات عند الأنود	يوجد احتمال لحدوث تفاعلين هما تأكسد أيونات الكلوريد أو تأكسد الأكسجين في جزيئات الماء. إلا أن تأكسد الأكسجين O_2 لا يحدث. (علل). لأن تأكسد أيونات الكلوريد يبقى مرتفعا . تركيز أيونات الكلوريد يبقى مرتفعا لذلك تتأكسد أيونات الكلوريد عند الآنود.

$2Cl^-_{(l)}$	⟶	$Cl_{2(g)} + 2e^-$	يحدث تأكسد أسهل عند الأنود وينتج غاز Cl_2 .
$2H_2O_{(l)}$	⟶	$O_{2(g)} + 4H^+_{(aq)} + 4e^-$	لا يحدث تأكسد عند الأنود للأكسجين.

التفاعل الكلي للخلية	التفاعل الكلي للخلية :	$2H_2O_{(l)} + 2NaCl_{(aq)}$ ⟶ $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)}$	





خلية داون Down's cell

الصف	٣ ث		
المادة	كيمياء	إنتاج الألومنيوم وتنقية الخامات	اسم الدرس

الدرجة: ١٠

أجب عن جميع الأسئلة التالية : الزمن : ١٠ دقائق

31

إنتاج الألومنيوم:

عملية هول ـ هيروليت	تمت عملية تطوير إنتاج الألومنيوم بالتحليل الكهربي من قبل تشارلز مارتن هول و هيرولايت.
نظام المستخدم في التحليل	يتم الحصول على فلز الألومنيوم في النموذج الحديث لطريقة هول ـ هيرولايت من التحليل الكهربائي لخام البوكسيت المكرر Al_2O_3 والمكرر من خام البوكسيت $Al_2O_3 . 2H_2O$.
طريقة انتاج الألومنيوم	- يذوب أكسيد الألومنيوم عند 1000 C في مصهور الكريوليت الصناعي Na_3AlF_6 . - تغطى الخلية من الداخل بطبقة من الجرافيت لتعمل عمل الكاثود للتفاعل . - وهناك مجموعة أخرى من أصابع الجرافيت تغمس في المصهور وتعمل عمل الأنود . - تختزل أيونات الألومنيوم المصهور Al^{3+} عند الكاثود 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 الأنود .
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 CO_2 $C_{(s)} + O_{2(g)} \rightarrow CO_{2(g)}$
عملية (هول ـ هيرولايت) والطاقة الكهربائية	تستخدم عملية هول ـ هيرولايت كميات كبيرة من الطاقة لذا يتم إنتاج الألومنيوم في مصانع قريبة من محطات طاقة كهربائية حيث تكلفة الطاقة الكهربائية.
سبب إعادة تدوير الألومنيوم	نلجأ إلى إعادة تدوير الألومنيوم الذي كان قد حلل كهربائيا 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.

$Al^{3+}_{(l)} + 3e^- \rightarrow Al_{(l)}$	. Al المصهور ...
$2O^{2-}_{(aq)} \rightarrow O_{2(g)} + 4e^-$	O^{2-} إلى غاز الأكسجين O_2.

ملاحظة: بسبب درجات الحرارة العالية فإن الأكسجين الناتج يتفاعل مع كربون الأنود لتكوين CO_2.

$C_{(s)} + O_{2(g)}$	$\rightarrow$	$CO_2(g)$

عملية هول - هيرولت (الطاقة الكهربائية):
تستخدم عملية هول - هيرولت كميات كبيرة من الطاقة في مصانع قريبة من محطات طاقة كهربائية حيث يكون لذا يتم إنتاج الألومنيوم تكلفة الطاقة الكهربائية.

سبب إعادة تدوير الألومنيوم:
تلجأ إلى إعادة تدوير الألومنيوم الذي كان قد حلل كهربائيا 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 الفلزات

تنقية الخامات :

وصفه	يستعمل التحليل الكهربائي أيضا في تنقية الفلزات.
مثال	تنقية فلز الصلب.
استخراج النحاس	يستخرج معظم النحاس على شكل خامات الكالكوبرايت $CuFeS_2$ والكالكوسايت Cu_2S و الملاكايت $Cu_2CO_3(OH)_2$. وتعد الكبريتيدات أكثر توافرا وتنتج فلز النحاس عند تسخينها بقوة بوجود الأكسجين.

$Cu_2S_{(s)}$	$O_{2(g)}$ +	$\rightarrow$	$2Cu_{(s)}$	+ $SO_{2(g)}$

ملاحظة	يلزم تنقية النحاس المستخلص من عملية التحليل الكهربائي مباشرة (علل). لأنه يحوي على الكثير من الشوائب عند استخلاصه.

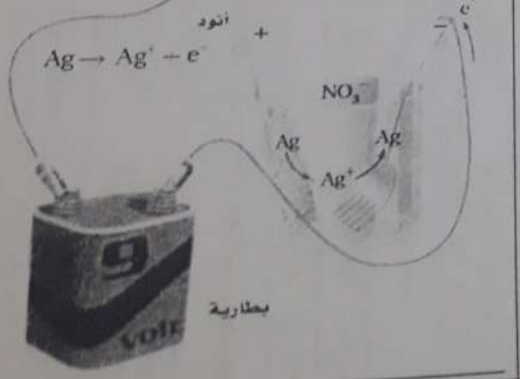
تنقية النحاس من الشوائب:

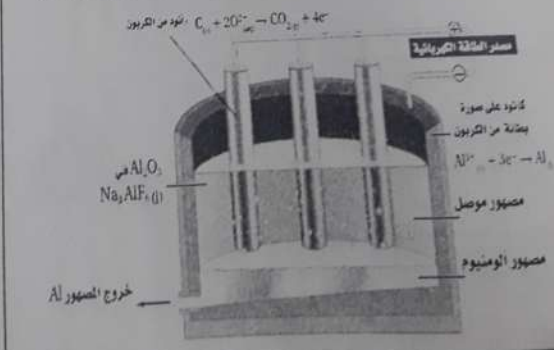
الأنود	تركيبه	عبارة عن قوالب كبيرة وسميكة يصب فيها مصهور النحاس.
	تفاعلاته	خلال مرور التيار تتأكسد ذرات النحاس غير النقي إلى أيونات النحاس II .
الكاثود	تركيبه	عبارة عن شريحة رقيقة من النحاس النقي .
	تفاعلاته	تختزل أيونات النحاس إلى ذرات نحاس وتصبح جزءا من الكاثود.

ماذا حصل للشوائب: تترسب الشوائب في قاع الخلية.

الطلاء الكهربائي بفلز الفضة	ملاحظة		يمكن طلاء الأشياء كهربائيا بفلز مثل الفضة بطريقة تشبه طريقة تنقية النحاس
	الطريقة		يوصل الجسم المراد طلاؤه بالفضة ..... كاثود .....
	تفاعلاتها	الأنود: تركيبه	قطعة فضة نقية.
		الأنود: تفاعلاته	تتأكسد الفضة إلى ..... أيونات ..... الفضة .
		الكاثود: تركيبه	أي جسم يراد طلاؤه بالفضة .
		الكاثود: تفاعلاته	تختزل أيونات الفضة إلى فلز ..... الفضة ..... بواسطة الكترونات من مصدر الطاقة الخارجي .
	نتيجة الطلاء		تكون الفضة طبقة ..... رقيقة ..... تغلف الجسم .
	شدة التيار وطبيعة التغليف		يجب مراقبة شدة ..... التيار ..... المار في ..... الخلية ..... والتحكم فيها للحصول على طبقة ..... رقيقة ..... فلزية ..... ناعمة ..... و ..... ساوية .....
الطلاء الكهربائي بفلزات أخرى	مثال		1- المجوهرات المطلية ..... بالذهب ..... 2- أجزاء السيارة الفولاذية المطلية ..... بالنيكل ..... أولا ثم ..... الكروم ..... مثل ماصات الصدمات لتكون مقاومة للتآكل .

الشكل 22-2 تتم عملية هول – هيرولت عند درجة 900°C في مصهر مشابه لهذا . ويستعمل الجرافيت كأنود وكاثود . وتضاف الألومينيوم المذوّر إلى الخلية مع الألومينيوم لتساعد في خفض درجة الانصهار.



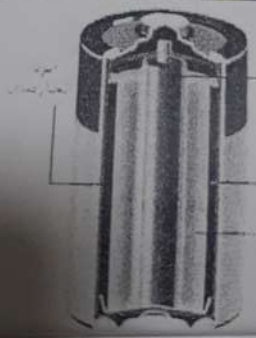


التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم NaCl (خلية داون) :

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

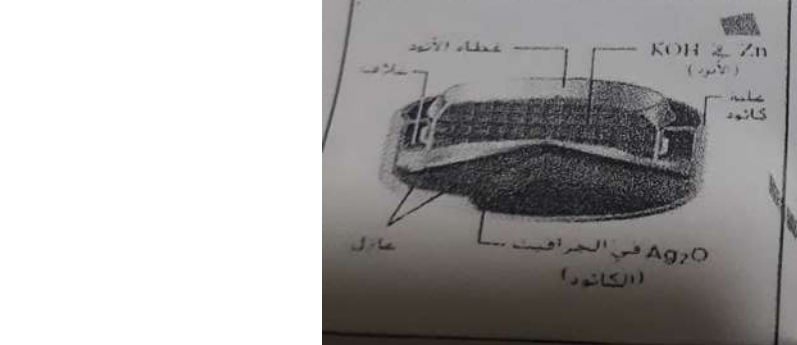
التحليل الكهربائي لمصهور NaCl

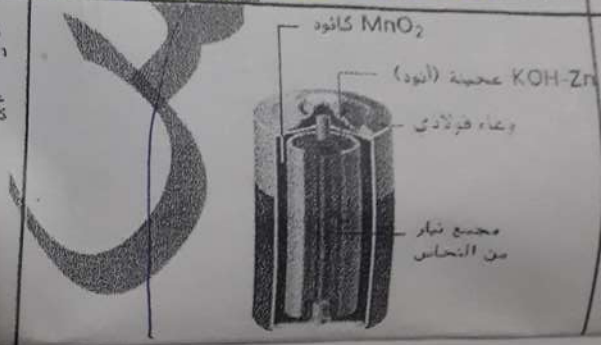
غاز الكلور (Cl_2) و غاز الهيدروجين (H_2) .

وجه المقارنة	خلايا الخارصين الكربون ①
مادة الانود	غلاف خارصين
مادة الكاثود	ساق كربون (الجرافيت) يوصل التيار الكهربي
الالكتروليت	عجينة رطبة من : كلوريد الخارصين $ZnCl_2$ + كلوريد الأمونيوم NH_4Cl + أكسيد المنجنيز MnO_2 + كمية قليلة من الماء
تفاعل الأنود	$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
تفاعل الكاثود	$2NH_4^+ + 2MnO_2 + 2e^- \rightarrow Mn_2O_3 + 2NH_3 + H_2O$
الاستخدامات	• المصابيح الكهربية • العاب الاطفال
ملاحظات	• المادة التى يحدث لها اختزال هى MnO_2 • علل : قطب الكربون (الكاثود) خامل لا يشترك فى التفاعل ؟ الاجابة : لانه مصنوع من مادة لا تشارك فى تفاعل الاكسدة و الاختزال و تكون وظيفته : ♣ كموصل للإلكترونات . ♣ يوفر سطحاً يحدث عليه التفاعل • يوجد فى خلايا الخارصين الكربون فاصل مصنوعة من مادة مسامية و رطبة بسبب السائل الموجود فى العجينة يعمل على فصل العجينة الرطبة عن أنود الخارصين و تعمل هذه الفواصل عمل القنطرة الملحية للسماح بتحرك الأيونات . • تنتج هذه الخلايا جهداً مقداره 1.5 V . • ينخفض هذا الجهد إلى مستوى يجعل البطارية غير نافعة عندما يبدأ انتاج الأمونيا بوصفه ناتج تفاعل الاختزال الذى ينشأ فى المحلول المائى على هيئة غاز .
الرسم	

	خلايا أولية جافة	
	البطاريات القلوية	بطاريات الفضة
	مسحوق من خارصين مخلوط بعجينة من KOH	خارصين Zn + KOH
	ثانى أكسيد المنجنيز MnO_2 مخلوط مع KOH	أكسيد الفضة Ag_2O + جرافيت
	هيدروكسيد البوتاسيوم KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم KOH
	$Zn + OH^- \rightarrow ZnO + H_2O + 2e^-$	$Zn + OH^- \rightarrow ZnO + H_2O + 2e^-$
	$2MnO_2 + 2H_2O + 2e^- \rightarrow Mn(OH)_2 + 2OH^-$	$Ag_2O + H_2O + 2e^- \rightarrow 2Ag + 2OH^-$
	• لأجهزة الالكترونية الصغيرة	• وسائل تقوية السمع (سماعات الأذن) • ساعات اليد • الكاميرات
	• علل : لا تحتوى على انود فلزى صلب إنما يكون الأنود على شكل مسحوق من فلز الخارصين ؟ الإجابة : لتوفير مساحة سطح أكبر للتفاعل . • علل : تكون البطاريات القلوية أصغر حجماً من خلايا الخارصين الكربون و أكثر فائدة للأجهزة الصغيرة؟ الإجابة : لعدم احتوائها على ساق كربون . • علل : تُسمى تلك البطاريات بالبطاريات (القلوية) ؟ الإجابة : لأنه عند خلط مسحوق الخارصين مع KOH ينتج معجوناً قلوياً قوياً . • علل : تستخدم فى الأجهزة الالكترونية الصغيرة ؟ الإجابة :لأنها صغيرة الحجم بسبب عدم وجود ساق الكربون	• علل : بطاريات الفضة هى أكثر نوع من البطاريات يكون مناسباً للاستخدام فى وسائل تقوية السمع و ساعات اليد ؟ الإجابة : لأنها أصغر حجماً من بطاريات الخارصين كربون و كذلك أصغر حجماً من البطاريات القلوية .

0544555703





	خلايا أولية جافة	
بطاريات الفضة	البطاريات القلوية	
خارصين Zn + KOH	مسحوق من خارصين مخلوط بعجينة من KOH	
أكسيد الفضة Ag_2O + جرافيت	ثاني أكسيد المنجنيز MnO_2 مخلوط مع KOH	
هيدروكسيد البوتاسيوم KOH	هيدروكسيد البوتاسيوم KOH	
$Zn + OH^- \rightarrow ZnO + H_2O + 2e^-$	$Zn + OH^- \rightarrow ZnO + H_2O + 2e^-$	
$Ag_2O + H_2O + 2e^- \rightarrow 2Ag + 2OH^-$	$2MnO_2 + 2H_2O + 2e^- \rightarrow Mn(OH)_2 + 2OH^-$	$2NH_4^+$
• وسائل تقوية السمع (سماعات الأذن) • ساعات اليد • الكاميرات	• الأجهزة الالكترونية الصغيرة	
• علل : بطاريات الفضة هى أكثر نوع من البطاريات يكون مناسباً للاستخدام فى وسائل تقوية السمع و ساعات اليد ؟ الإجابة : لأنها أصغر حجماً من بطاريات الخارصين كربون و كذلك أصغر حجماً من البطاريات القلوية .	• علل : لا تحتوى على أنود فلزى صلب إنما يكون الأنود على شكل مسحوق من فلز الخارصين ؟ الإجابة : لتوفير مساحة سطح أكبر للتفاعل . • علل : تكون البطاريات القلوية أصغر حجماً من خلايا الخارصين الكربون و أكثر فائدة للأجهزة الصغيرة؟ الإجابة : لعدم احتوائها على ساق كربون . • علل : تسمى تلك البطاريات بالبطاريات (القلوية) ؟ الإجابة : لأنه عند خلط مسحوق الخارصين مع KOH ينتج معجوناً قلوياً قوياً . • علل : تستخدم فى الأجهزة الالكترونية الصغيرة ؟ الإجابة : لأنها صغيرة الحجم بسبب عدم وجود ساق الكربون	

0544555703