الأكسدة والاختزال

تصنف التفاعلات الكيميائية إلى خمسة أنواع هي :

1- تفاعلات التكوين

2- تفاعلات الاحتراق

3- تفاعلات التحلل

4- تفاعلات الإحلال البسيط

5- تفاعلات الإحلال المزدوج

تفاعلات الأكسدة والاختزال :

هي تفاعلات يتم فيها انتقال للإلكترونات من ذرة إلى أخرى .

١- **الأكسدة** : **هي عملية فقد الإلكترونات (النقص في عدد الأكسدة)**

$$Na \longrightarrow Na^{+} + \bar{e}$$

٢- **الاختزال** : **هي عملية كسب الإلكترونات (الزيادة في عدد الأكسدة)**

$$Cl_2 + 2\,\bar{e} \longrightarrow Cl^{-}$$

عدد الأكسدة : **هو عدد الإلكترونات التي تكتسبها الذرة أو تفقدها في التفاعل الكيميائي .**

(تكتب دائماً الشحنة قبل العدد مثل 3+) **أما الشحنة الأيونية فتكتب قبل العدد +3**

العوامل المؤكسدة والعوامل المختزلة :

- كل مادة يحدث لها أكسدة فهي عامل مختزل
- كل مادة يحدث لها اختزال فهى عامل مؤكسد
- $2K + Cl_2 \longrightarrow 2KCl$ (أكسدة (1 $\bar{e}$)) (اختزال (1 $\bar{e}$))

K : عامل مختزل و Cl_2 : عامل مؤكسد

تفاعلات الأكسدة والاختزال والكهروسالبية :

هناك بعض التفاعلات الأكسدة والاختزال تغيرات في الجزيئات أو الايونات الذرية التي تتحد فيها الذرات تساهمياً بذرات أخرى . فالمتفاعلات والنواتج جميعها مركبات جزيئية ولا يوجد فيها انتقال للالكترونات ومع ذلك تعد من ضمن تفاعلات الأكسدة والاختزال حيث أن الذرة الأعلى سالبية يحدث لها اختزال والذرة الأقل يحدث لها اختزال .

مثل : $N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2NH_3$

(الأكسيجين – الفلور – الكلور) إذا أتحدت مع ذرات أخرى فأنها يحدث لها اختزال

قواعد الأكسدة و الاختزال :

القاعدة	الأمثلة	الملاحظات
عدد الأكسدة للعنصر النقي يساوي صفر	$Na - Cl_2 - S$	
عدد الأكسدة لعناصر المجموعة الأولى في مركباتها = +1	$Na - K - Li$	
عدد الأكسدة لعناصر المجموعة الثانية في مركباتها = +2	$Mg - Ca - Ba$	
عدد الأكسدة للهيدروجين في مركـــــباته = +1	$HCl - H_2O$	ما عدا هيدريدات الفلزات = −1 مثل : $NaH - CaH_2$
عدد الأكسدة للأكسيجين في مركـــــــباته = −2	$NaOH - H_2SO_4$	ما عدا مركبات فوق الأكاسيد = −1 مثل : $H_2O_2 - Na_2O_2$
عدد الأكسدة لعناصر المجموعة السابعة في مركباتها = −1	$NaCl - CaCl_2$	ما عدا مركباتها مع الأكسيجين فتأخذ +1 = مثل : Cl_2O
عدد الأكسدة للأيون يساوي الشحنة التي تظهر عليه	$Na^+ - Ca^{++}$	
مجموع أعداد أكسدة ذرات المركب الذي لا يحمل شحنة = صفر	$NaOH - AgBr$	الشحنة الموجبة + السحنة السالبة
مجموع أعداد الأكسدة لجميع الذرات المكونة للأيون تساوي الشحنة التي تظهر عليه	$NH_4^+ = +1$ $SO_4^{-2} = -2$	
عدد الأكسدة للذرة الأكثر كهروسالبية في الجزيء هي الشحنة نفسها لو كان أيوناً	N في NH_3 هي -3	العناصر الأكثر سالبية هي (الفلور=-1 ، الأكسيجين = -2 ، الكلور = -1)

أوجد عدد الأكسدة للعنصر الذي تحته خط : $K_2\underline{Cr}O_7$ - $\underline{N}H_4$ - $\underline{S_2}O_3^{-2}$ - $\underline{I}O^{-3}$ - $\underline{Fe}(OH)_2$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

تطبيقات :

وزن معادلات الأكسدة والاختزال

1- **طريقة عدد التأكسد** :

هو أن يكون مجموع الزيادة في عدد التأكسد مساوياً لمجموع عدد النقص في أعداد التأكسد للذرات المشتركة في التفاعل .

ولوزن معادلات الأكسدة والاختزال بواسطة طريقة عدد التأكسد نتبع الخطوات التالية :

١. نحدد أعداد الأكسدة لجميع الذرات
٢. نحدد الذرات التي حدث لها أكسدة والتي حدث لها اختزال
٣. نحدد عدد الالكترونات التي فقدت والتي كسبت
٤. نجعل أعداد الأكسدة متساوي في الأكسدة والاختزال
٥. نستعمل الطريقة العادية في وزن المعادلات الكيميائية .

مثال : زن التفاعل التالي بطريقة عدد التأكسد : $Cu_{(s)} + HNO_{3(aq)} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + NO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$

1- إيجاد أعداد الأكسدة للذرات	$Cu_{(s)} + HNO_{3(aq)} \longrightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + NO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$
2- نحدد المواد التي تأكسدت والمادة التي اختزلت	
3- نوجد عدد الالكترونات التي فقدت والتي كسبت	
4- نساوي بين أعداد الأكسدة	
5- نوزن المعادلة	

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

2- **طريقة الأيونات الكلية** :

1- نحول المركبات إلى أيونات في طرفي المعادلة .

2- إيجاد أعداد الأكسدة لكل مادة .

3- تحذف الايونات المتفرجة التي لم يحصل لها أكسدة أو اختزال .

4- الطرف الذي ينقصه أكسجين نضيف له جزي ماء (H_2O) على حسب النقص .

5- الطرف الذي ينقصه هيدروجين نضيف له أيون هيدروجين (H^+) على حسب النقص .

6- للتأكيد يجب أن يكون عدد الشحنات في طرفي المعادلة متساوي .

3- **طريقة نصف التفاعل** :

أ- في الوسط الحمضي

١. نحدد أعداد الأكسدة لجميع الذرات

٢. نوزن الذرات غير الموزونة ما عدا الهيدروجين و الأكسجين

٣. نحدد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت وعدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة

٤. كتابة نصفي التفاعل

٥. مساواة أعداد الالكترونات المفقودة والمكتسبة .

٦. الطرف الذي ينقصه أكسجين نضيف له جزي ماء (H_2O) على حسب النقص .

٧. الطرف الذي ينقصه هيدروجين نضيف له أيون هيدروجين (H^+) على حسب النقص .

٨. نجمع نصفي التفاعل (الذرات والمركبات والايونات المتشابهه في الطرفين تطرح من بعض)

٩. للتأكيد يجب أن يكون عدد الشحنات في طرفي المعادلة متساوي

تطبيقات :

$$SO_2 + MnO_4^- \longrightarrow SO_4^{-2} + Mn^{+2}$$

$$NO_2 + ClO^- \longrightarrow NO_3^- + Cl^-$$

$$Zn + NO_3^- \longrightarrow Zn^{+2} + NH4^+$$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

ب – في الوسط القاعدي

١. نحدد أعداد الأكسدة لجميع الذرات

٢. نوزن الذرات غير الموزونة ما عدا الهيدروجين و الأكسجين

٣. نحدد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت وعدد الإلكترونات المفقودة والمكتسبة

٤. كتابة نصفي التفاعل

٥. مساواة أعداد الالكترونات المفقودة والمكتسبة .

٦. الطرف الذي ينقصه أكسجين نضيف له جزي ماء (H_2O) على حسب النقص .

٧. الطرف الذي ينقصه هيدروجين نضيف له أيون هيدروجين (H_2O) على حسب النقص وفي الطرف الآخر نضيف بنفس العدد جزيئات (OH^-).

٨. نجمع نصفي التفاعل (الذرات والمركبات والايونات المتشابهه في الطرفين تطرح من بعض)

٩. للتأكيد يجب أن يكون عدد الشحنات في طرفي المعادلة متساوي

تطبيقات :

$$MnO_4^- + Fe^{+2} \longrightarrow MnO_2 + Fe^{+3}$$

الكيمياء الكهربائية

هي دراسة تفاعلات الأكسدة والاختزال التي تتحول من خلالها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية والعكس

الخلية الكهروكيميائية :

الخلية الكهروكيميائية : هو جهاز يتولد فيه تيار كهربائي نتيجة تفاعل كيميائي

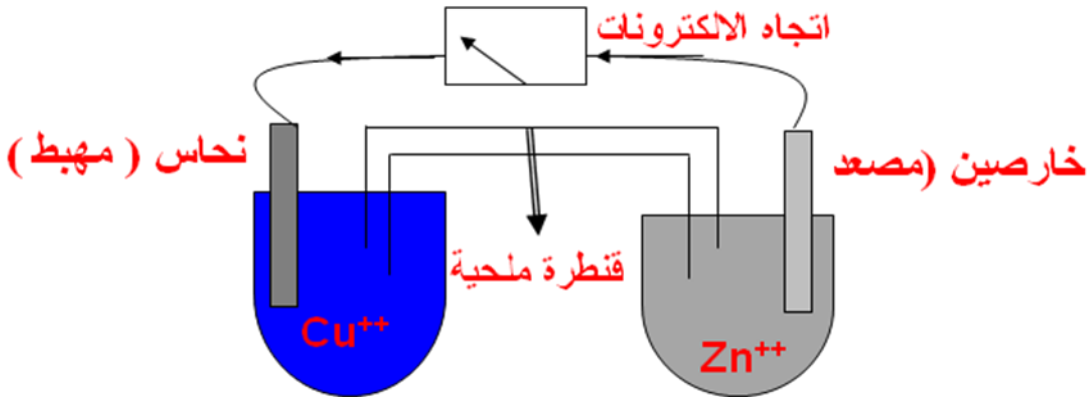
1- **الخلايا الجلفانية** :هي نوع من أنواع الخلايا الكهروكيميائية التي تقوم بتحويل التفاعل الكيميائي إلى طاقة كهربائية

مم تتكون الخلية الجلفانية ؟

١- تتكون من جزئين يسمى كل جزء بنصف خلية
٢- كل نصف خلية يتكون من قطب ومحلوله
٣- يتم توصيل كل قطب بأسلاك معدنية لكي تعمل على تدفق الإلكترونات
٤- يتم توصيل كل كأس من نصفي الخلية بقنطرة ملحية لأحد الأملاح مثل KCl لكي تسمح بمرور الأيونات
٥- تتحرك الإلكترونات من قطب الأكسدة إلى قطب الاختزال
٦- يسمى قطب الأكسدة بالمصعد (الأنود)
٧- يسمى قطب الاختزال بالمهبط (الكاثود)
٨- يمكن تمثيل الخلية بصورة تعرف بـــ (رمز الخلية)معادلة وذلك بكتابة الذرات ثم خط (/) ثم الايونات للأكسدة ثم خطان (//) ثم تكتب الأيونات للاختزال ثم خط (/) ثم الذرات للاختزال

تمثيل الخلية الجلفانية بالرسم ووضع البيانات :

$$Zn + Cu^{+2} \longrightarrow Zn^{+2} + Cu$$



رمز الخلية $Zn/Zn^{++}//Cu^{++}/Cu$

حساب فرق الجهد في الخلايا الكهروكيميائية :

فرق الجهد يساوي فرق الجهد للاختزال مطروحاً منه فرق الجهد للأكسدة

لحساب جهد الخلية القياسي :

$$E^\circ_{cell} = E^\circ_{\text{اختزال}} - E^\circ_{\text{أكسدة}}$$

ولقد قرر العلماء أن يقيسوا جهد الاختزال لكل الأقطاب مقابل القطب القياسي وهو قطب الهيدروجين الذي يكون فرق الجهد له يساوي صفر فولت .

وعلية تم حساب جهود الاختزال القياسية لكل الأقطاب كم في الجدول (1-2) صـــ42 ـــــــــ .

لحساب الجهد القياسي للخلية نتبع الخطوات التالية :

- نحدد أعداد الأكسدة لكل مادة
- نحدد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت
- مساواة أعداد الالكترونات
- من الجدول (1-2) يمكن تحديد المادة المختزلة والمادة المتأكسدة إذا كانت قيمة الجهد القياسي للقطب عالية فأن القطب اختزال والقيمة الأقل قطب أكسدة
- القطب الذي يحدث له أكسدة نصف التفاعل له يكتب عكس ما هو موجود في الجدول (1-2)
- جميع جهود الاختزال الموجودة في الجدول (1-2) قياسية :

  1- تركيز أيونات القطب 1 M
  2- درجة الحرارة عند 25°C
  3- وضغط 1 atm

- إذا كانت قيمة جهد الخلية موجبة فالتفاعل يسمى تلقائي
- إذا كانت قيمة جهد الخلية سالبة فالتفاعل غير تلقائي

تطبيقات :

مثال / أحسب جهد الخلية القياسي لنصفي الخلية الجلفانية التالية :

1- $I_{2(s)} + 2\bar{e} \longrightarrow 2I^-_{(aq)}$ $\quad E^\circ = +0.536$ V

2- $Fe^{2+}_{(aq)} + 2\bar{e} \longrightarrow Fe_{(s)}$ $\quad E^\circ = -0.447$ V

.....

.....

.....

.....

.....

.....

مثال □ /

1- $Mn^{+2}_{(aq)} + 2\bar{e} \longrightarrow Mn_{(s)}$ $E° = -1.185$ V

2- $Fe^{3+}_{(aq)} + 3\bar{e} \longrightarrow Fe_{(s)}$ $E° = -0.037$ V

١. أحسب جهد الخلية القياسي

٢. أكتب المعادلة الكلية للخلية

٣. أكتب رمز الخلية

٤. أرسم خلية جلفانية مع كتابة البيانات عليها

٥. هل التفاعل تلقائي . أم غير تلقائي

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

مثال □ /

1- $Ni^{+2}_{(aq)} + 2\bar{e} \longrightarrow Ni_{(s)}$ $E° = -0.257$ V

2- $Ag^{+}_{(aq)} + \bar{e} \longrightarrow Ag_{(s)}$ $E° = 0.80$ V

١. أحسب جهد الخلية القياسي

٢. أكتب المعادلة الكلية للخلية

٣. أكتب رمز الخلية

٤. أرسم خلية جلفانية مع كتابة البيانات عليها

□ – هل التفاعل تلقائي . أم غير تلقائي

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

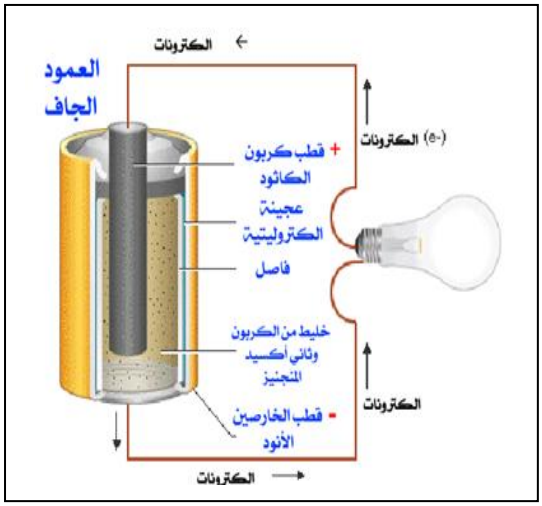
البطاريات

عبارة عن خلايا جلفانية تستعمل تفاعلات الأكسدة والاختزال لإنتاج طاقة كهربائية .

١ ـ الخلايا الجافة :

تنقسم الخلايا الجافة إلى :

أ – خلية الخارصين والكربون الجافة ب – البطاريات القلوية ج – بطاريات الفضة د- البطاريات الأولية والثانوية



أولاً : خلية الخارصين والكربون الجافة :

تتكون من :

١ ـ الأنود (المصعد) : حافظة من الخارصين تحتوي على خليط من كلوريد الخارصين وأكسيد المنجنيز و كلوريد الأمونيوم .

حيث يتأكسد فيه الخارصين حسب المعادلة التالية :

$$Zn^{2+} + 2e^- \longrightarrow Zn$$

٢ ـ الكاثود (المهبط) : يمثله عمود الكربون (الجرافيت)

ومهمته توصيل الإلكترونات والذي يختزل هو المنجنيز حسب المعادلة:

$$2MnO_2 + 2NH^+_4 + 2e^- \longrightarrow Mn_2O_3 + 2OH$$

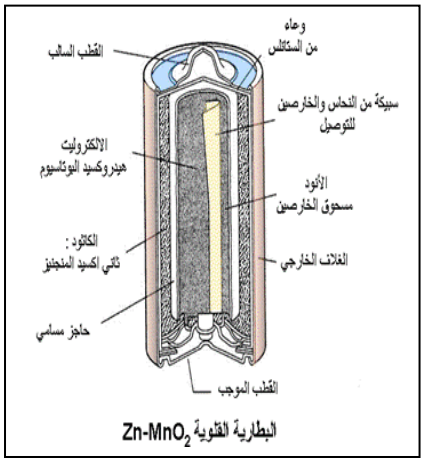
ثانياً : البطاريات القلوية :

* تستخدم في جهاز تشغيل الأقراص المدمجة المحمول .

* تستخدم في الأجهزة الإلكترونية الصغيرة .

* تعتبر الخلية القلوية أكثر كفاءة من الخلية الخارصين والكربون الجافة لأن الخاصين يوجد على هيئة مسحوق مما يوفر مساحة أكبر للتفاعل

*** لا تحوي البطاريات القلوية ساق كربون ؟ ..... حتى تكون أصغر حجماً .**



البطارية القلوية $Zn-MnO_2$

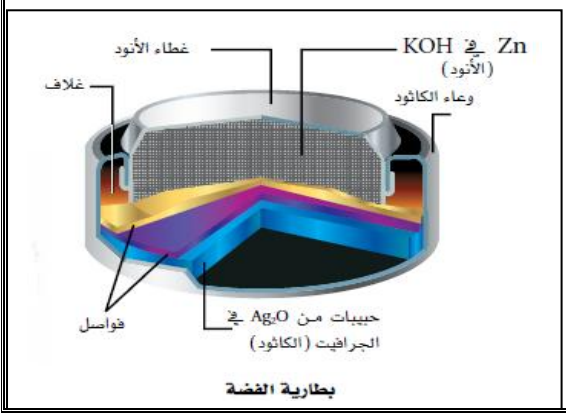
تفاعل الأنود : معجون خارصين و هيدروكسيد البوتاسيوم

$$Zn + 2OH^- \longrightarrow ZnO + H_2O + 2e$$

تفاعل الكاثود : خليط من ثاني أكسيد المنجنيز و هيدروكسيد البوتاسيوم

$$2MnO_2 + H_2O + 2e^- \longrightarrow Mn(OH)_2 + 2OH^-$$

ثالثاً : بطاريات الفضة :



بطارية الفضة

تفاعل الأنود : هو نفس التفاعل في الخلية القلوية الجافة .

الكاثود هو : حبيبات من أكسيد الفضة في الجرافيت

$$2Ag_2O + H_2O + 2e^- \longrightarrow 2Ag + 2OH^-$$

أهم استخداماتها : الآلات الحاسبة ـ سماعات الأذن ـ فلاش الكاميرات

رابعاً : البطاريات الأولية والثانوية :

البطاريات الأولية :

- **تنتج تيار كهربائياً عن طريق تفاعل الأكسدة والاختزال**
- **لا يحدث التفاعل العكسي فيها بسهولة**
- **تنتهي البطارية بنهاية التفاعل**

البطاريات الثانوية :

- **تعتمد على تفاعل الأكسدة والاختزال العكسي**
- **يمكن شحنها بالتيار الكهربائي** تسمى (NiCad)
- **من الأمثلة عليها : بطاريات السيارات والحاسب وآلات التصوير**
- للحصول على كفاءة عالية للبطارية يتم صنع الأنود و الكاثود من أشرطة دقيقة طويلة مفصولة بطبقة من الأيونات
- تفاعل الأنود : $Cd + 2OH^- \longrightarrow Cd(OH)_2 + 2\bar{e}$
- تفاعل الكاثود : $NiO(OH) + H_2O + \bar{e} \longrightarrow Ni(OH)_2 + OH^-$
- عند شحن البطارية تحدث هذه التفاعلات بشكل عكسي

بطاريات تخزين المركم الرصاصي :

ما مجموع القوة المحركة لبطارية السيارة ؟ .....12 فولت

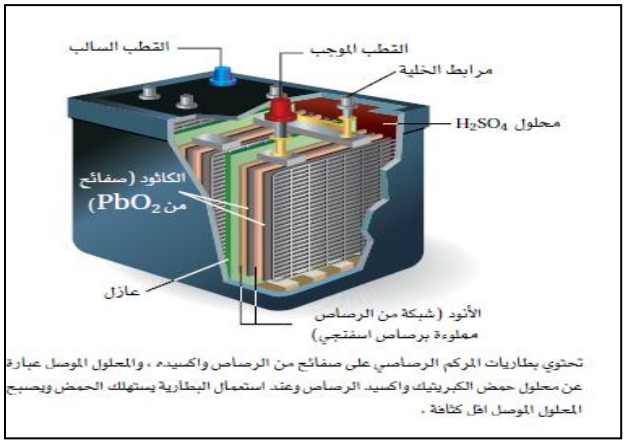
لأن بطارية السيارة تتكون من (6) مراكم موصولة على التوالي ، القوة المحركة الكهربائية للمركم = 2 فولت

خلال تفريغ المركم :

1- تتغطى الألواح بطبقة من كبريتات الرصاص (II) بسبب أكسدة الرصاص واختزال ثاني أكسيد الرصاص

2- يقل تركيز (كثافة) الحمض .

3- تضعف القوة المحركة الكهربائية للمركم



تحتوي بطاريات المركم الرصاصي على صفائح من الرصاص واكسيده ، والمحلول الموصل عبارة عن محلول حمض الكبريتيك واكسيد الرصاص وعند استعمال البطارية يستهلك الحمض ويصبح المحلول الموصل اقل كثافة .

الأنود : يتكون من شبكتين مساميتين من الرصاص

$$Pb + SO_4^{-2} \longrightarrow PbSO_4 + 2\bar{e}$$

الكاثود هو : ثاني أكسيد الرصاص

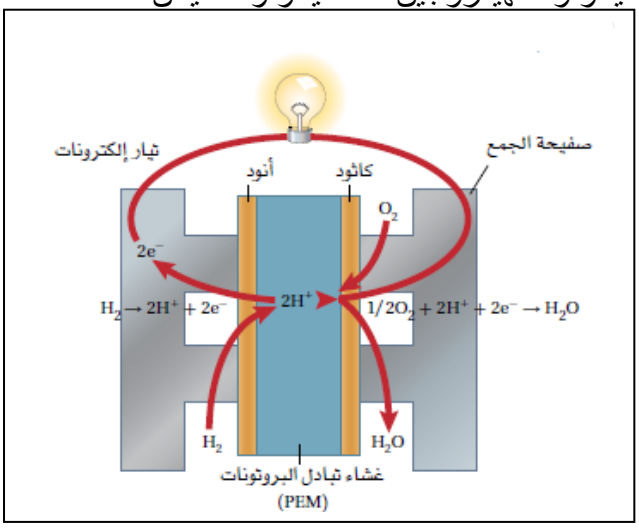
$$PbO_2 + 4H^+ + SO_4^{2-} + 2e^- \longrightarrow PbSO_4 + 2H_2O$$

بطاريات الليثيوم :

- الليثيوم له جهد اختزال قليل جداً مقارنة بالفلزات الأخرى لذلك يولد طاقة كهربائية قدرها 3.04 V
- الليثيوم أخف فلز لذلك تستخدم في الأجهزة الكهربائية الصغيرة
- تستمر بطاريات الليثيوم لفترة طويلة لذلك تستخدم في الساعات والحاسب و ألآت التصوير لحفظ الزمن والتاريخ
- يمكن أن تكون بطارية الليثيوم أولية أو ثانوية على حسب تفاعل الاختزال الذي يتم دمجه معها

خلايا الوقود :

هي خلية جلفانية ينتج عن تأكسد الوقود فيه طاقة كهربائية . مثل خلايا وقود الهيدروجين – خلايا وقود الميثان



معادلة التفاعل عند الأنود : حيث يتأكسد الهيدروجين

$$2H_2 + 4OH^- \longrightarrow 4H_2O + 4e^-$$

معادلة التفاعل عند الكاثود : يختزل الأكسجين

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

التفاعل النهائي :

$$O_2 + 2H_2 \longrightarrow 2H_2O$$

- خلية الوقود لا تنفذ مثل بقية البطاريات ما دام الوقود متوفراً
- تستخدم في السفن الفضائية
- تستعمل خلايا الوقود صفيحة بلاستيكية تسمى غشاء تبادل البروتون مما يستبعد الحاجة إلى محلول موصل
- خلايا وقود الميثان من عيوبها أنها تنتج ثاني أكسيد الكربون الذي يسبب الاحتباس الحراري .

التآكل :

هو خسارة الفلز الناتج عن تفاعل الأكسدة والاختزال بين الفلز والمواد التي في البيئة . مثل صدأ الحديد

العوامل التي تزيد من عملية الصدأ :

1- الأكسجين 2- الماء (الرطوبة)

- عند وجود كسر أو شق في الحديد يصبح هو الأنود (المصعد) وتتم فيه التفاعل التالي :

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

- تتحرك الالكترونات إلى الكاثود عبر قطعة الحديد التي تمثل الدائرة الخارجية و الأنود في نفس الوقت .
- الكاثود يقع على حافت قطرة الماء حيث يتم اختزال الأكسجين كما في التفاعل التالي :

$$O_{2\,(g)} + 4H^+ + 4\bar{e} \longrightarrow 2H_2O_{(L)}$$

- تتأكسد أيونات الحديد الثنائية(Fe^{2+}) إلى أيونات الحديد الثلاثية(Fe^{3+})وتتحد بالأكسجين لتكون صدأ الحديد(Fe_2O_3)
- المعادلة الكلية لتفاعل تآكل الحديد : $4Fe_{(s)} + 3O_{2(g)} \longrightarrow 2\,Fe_2O_{3(s)}$
- عملية الصدأ عملية بطيئة لأن الماء يحتوي على كمية قليلة من الأيونات
- بخلاف ماء البحر أو الطرقات التي يرش فيها الملح فأن عملية الصدأ تحدث بسرعة لزيادة عدد الأيونات .

حماية الفلزات من التآكل(طرق منع التآكل)

1- التغليف بالمغنيسيوم أو الألمنيوم أو التيتانيوم.

2- الدهان .

3- تغليف الحديد بفلز أكثر مقاومة للتأكسد وهو ما يعرف (بالجلفنة) .

الجلفنة : تغليف الفولاذ بالخارصين حيث يعمل الخارصين طبقة من أكسيده لحمايته من التآكل .

التحليل الكهربائي :

هو جهاز يحدث به تفاعل كيميائي غير تلقائي نتيجة مرور تيار كهربائي .

- الخلية الجلفانية تولد تياراً كهربائياً خلال تدفق الإلكترونات من الأنود إلى الكاثود عن طريق التفاعل التلقائي .
- البطاريات الثانوية التي يمكن إعادة شحنها عن طريق التيار الكهربائي من خلال التفاعل العكسي حيث التيار الكهربائي يعمل على تدفق الإلكترونات من الكاثود إلى الأنود .
- من الأمثلة التحليل الكهربائي للماء – التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم .
- تحدث عملية التحليل الكهربائي في حجرة خاصة تعرف بخلية داون
- **يجب أن يكون كلوريد الصوديوم في خلية داون على هيئة مصهور لأنه تتحول إلى أيونات تقوم بتوصيل التيار الكهربائي**
- **التحليل الكهربائي للماء يعتبر طريقة لإنتاج غاز الهيدروجين .**

التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم :

يتم فيه تحويل مركب كلوريد الصوديوم إلى فلز الصوديوم وغاز الكلور كهربائياً باستخدام خلية داون .

أهم التفاعلات التي تتم في الخلية :

١ ـ عند الأنود : يتأكسد أيون الكلوريد إلى غاز الكلور

$$2Cl^-_{(L)} \longrightarrow Cl_{2(g)} + 2\bar{e}$$

٢ ـ عند الكاثود : يختزل أيون الصوديوم إلى فلز الصوديوم

$$Na^+ + \bar{e} \longrightarrow Na_{(s)}$$

- الكلور له أهمية في حياة الفرد وله استخدامات كثيرة (تنقية المياه – صناعة المنظفات – صناعة الورق والمبيدات)
- فلز الصوديوم له استخدامات كثيرة منها (مبرد للمفاعلات النووية – صناعة المصابيح الخارجية)
- نواتج التحليل الكهربائي لمصهور كلوريد الصوديوم يختلف عن تحليل ماء البحر وذلك لوجود الماء
- عند الأنود يكون احتمال أكسدة ايونات الكلوريد أو أكسدة الأكسجين في جزئ الماء :

$$2Cl^-_{(aq)} \rightarrow Cl_{2(g)} + 2e^-$$

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

- عند الكاثود يكون احتمال اختزال ايونات الصوديوم أو اختزال الهيدروجين في جزئ الماء

$$Na^+_{(aq)} + e^- \rightarrow Na_{(s)}$$

$$2H_2O_{(l)} + 2e^- \rightarrow H_{2(g)} + 2OH^-_{(aq)}$$

التحليل الكهربائي لأكسيد الألمنيوم (البوكسايت) :

- يمكن الحصول علية بطريقة هول – هيروليت من التحليل الكهربائي لأكسيد الألمنيوم من خام البوكسايت $(Al_2O_3.2H_2O)$
- حيث يتم إذابة أكسيد الألمنيوم في مصهور من الكريوليت (Na_3AlF_6).
- الجرافيت يمثل الكاثود وأصابع الجرافيت تعمل عمل الآنود
- عند الكاثود تختزل أيونات الألمنيوم إلى الألمنيوم على هيئة مصهور :

$$Al^{+3} + 3\bar{e} \longrightarrow Al$$

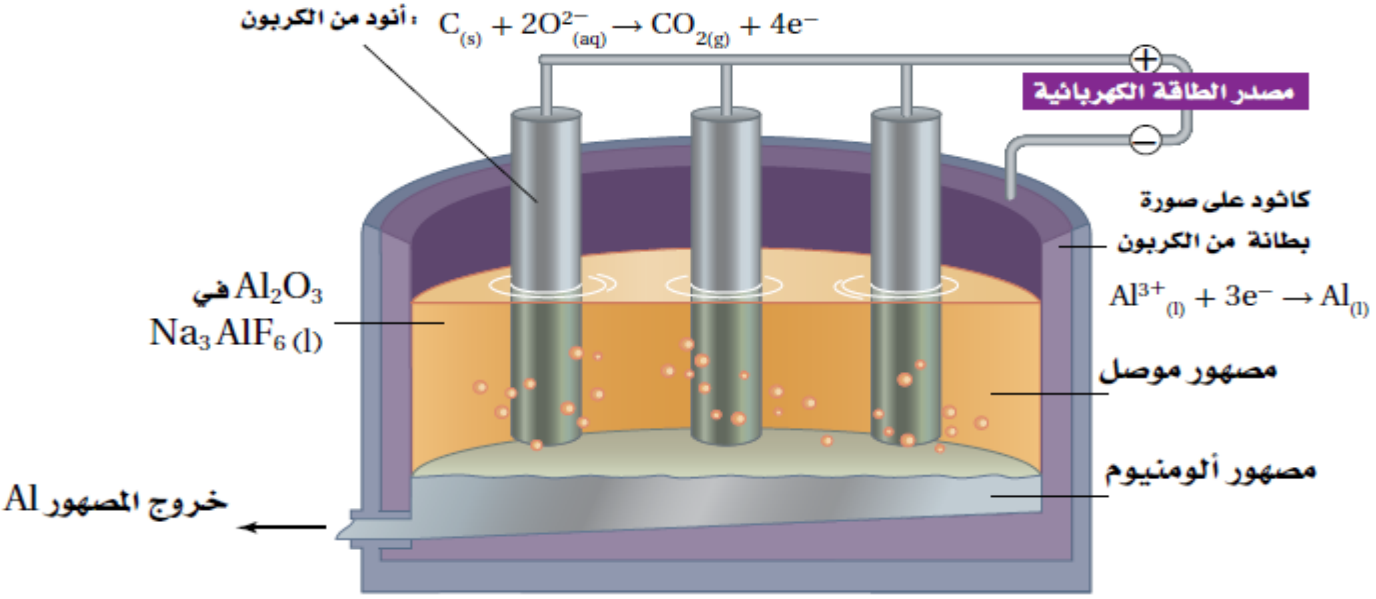
- عند الآنود تتأكسد أيونات الأكسجين لتنتج غاز الأكسجين :

$$2O^{-2} \longrightarrow O_2 + 4\bar{e}$$

- وحيث أن درجات الحرارة عالية فأن الأكسجين يتفاعل مع كربون الآنود لتكوين غاز ثاني أكسيد الكربون :

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2$$

- أعادة تدوير الألمنيوم أفضل من استخلاصه وذلك لأن استخلاص الألمنيوم يكلف الكثير من الطاقة الكهربائية



تنقية الخامات :

يستعمل التحليل الكهربائي في تنقية الفلزات مثل النحاس

يوجد النحاس على شكل خامات مثل الكالوبرايت $CuFeS_2$ او الكلكوسايت Cu_2S أو الملاكايت $Cu_2CO_3(OH)_2$

حيث يتم تنقية النحاس بوضع مصهور النحاس في قوالب تستعمل كآنود في خلية التحليل الكهربائي التي تحتوي على محلول كبريتات النحاس وأما الكاثود فهي عبارة عن شريحة من النحاس النقي

حيث يتأكسد ذرات النحاس غير النقي على الآنود إلى أيونات النحاس لتنتقل إلى الكاثود فيتم اختزالها إلى النحاس

الطلاء بالكهرباء :

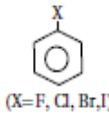
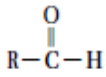
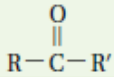
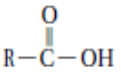
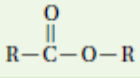
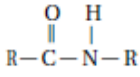
مثل المجوهرات المطلية بالذهب – ماص الصدمات في السيارات

حيث يتم توصيل الجسم المراد طلائه بالكاثود لخلية التحليل الكهربائي والآنود عبارة عن الفضة أو أي نوع آخر حيث يتم أكسدة الفضة غير النقية عند الآنود إلى أيونات الفضة وتختزل هذه الأيونات عند الكاثود إلى فلز الفضة فيتكون طبقة رقيقة على الجسم .

مشتقات المركبات الهيدروكربونية وتفاعلاتها

المجموعة الوظيفية :

هي ذرة أو مجموعة ذرات ترتبط بذرة الكربون فتكسبها صفات كيميائية وفيزيائية تميزها عن غيرها .

المركبات العضوية ومجموعاتها الوظيفية		
نوع المركب	الصيغة العامة	المجموعة الوظيفية
هاليدات الألكيل	R—X (X = F, Cl, Br, I)	الهالوجين
هاليدات الأريل	 (X=F, Cl, Br,I)	الهالوجين
الكحولات	R—OH	الهيدروكسيل
الإيثرات	R—O—R′	الإيثر
الأمينات	$R—NH_2$	الأمين
الألدهيدات		الكربونيل
الكيتونات		الكربونيل
الأحماض الكربوكسيلية		الكربوكسيل
الإسترات		الإستر
الأميدات		الأميد

تذكر أن :

اسم الألكان	صيغته C_nH_{2n+2}	اسم الجذر	صيغته ناقص ذرة هيدروجين	اسم الألكان	صيغته	اسم الجذر	صيغته
ميثان	CH_4	ميثيل	CH_3				
إيثان	C_2H_6	إيثيل	C_2H_5				

مركبات عضوية تحتوي على الهالوجينات :

أولاً : هاليدات الألكيل :

هي مركبات عضوية تحتوي على ذرة هالوجين مرتبطة مع ذرة كربون أليفاتي .

الصيغة العامة لها : $R - X$ حيث R : جذر إلكيل أو ألكيل حلقي و X : هالوجين (F – Cl – Br – I)

ثانياً : هاليدات الأريل :

هي مركبات عضوية تحتوي على ذرة هالوجين مرتبطة مع حلقة بنزين أو مجموعة أروماتية

الصيغة العامة لها :

تسمية هاليدات الألكيل و هاليدات الأريل بنظام (IUPAC) :

١. نرقم أطول سلسلة من ذرات الكربون تحتوي على التفرعات والترقيم من الطرف الأقرب للتفرع .

٢. نكتب رقم ذرة الكربون المرتبط بها الهاليد .

٣. نكتب اسم الهاليد ونضيف له (واو) .

٤. كتابة اسم الألكان على حسب عدد ذرات الكربون .

٥. إذا كان هناك أكثر من تفرع ترتب على حسب الحروف الإنجليزية .

٦. إذا كان التفرع متكرر نستخدم كلمة ثنائي – ثلاثي مع كتابة رقم ذرة الكربون التي يوجد عليها التفرع .

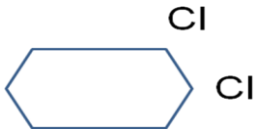
٧. إذا كان المركب حلقي نضيف كلمة حلقي في نهاية اسم الألكان .

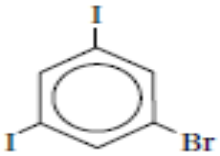
٨. بالنسبة للمركبات هاليدات الأريل ترقم حلقة البنزين من التفرع وتأخذ التفرعات أقل الأرقام . ويختم الاسم بكلمة بنزين

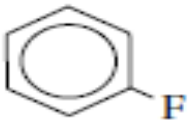
تطبيقات :

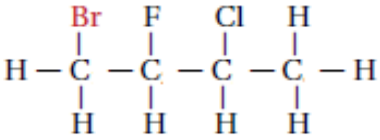
$CH_3 - CH_2-Cl$

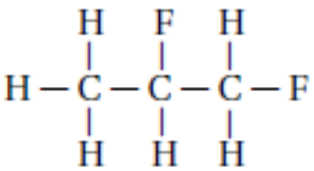
$CH_3 - CH_2-CH(F)-F$











خواص هاليدات الألكيل :

- درجة غليانها أعلى من درجة غليان الألكان المقابل
- تزداد درجة غليان الهاليد من الفلور إلى اليود بزيادة عدد الالكترونات الخارجية له
- (كلما زاد حجم الذرة زادت درجة الغليان). ($I > Br > Cl > F$)

استعمالات هاليدات الألكيل :

- كلوروميثان يستخدم في صناعة منتجات السليكون
- اليوديد العضوي يوجد في هرمونات الغدد الدرقية
- تستخدم هاليدات الألكيل كمذيبات وفي صناعة المنظفات لان لها القدرة على إذابة الجزيئات غير القطبية
- يستخدم غاز رباعي فلورو إيثين في صناعة رباعي فلورو بولي إيثين (PTFE) الذي يستخدم في صناعة أسطح غير لاصقة لأدوات الطبخ
- كلوريد البولي فينيل (PVC) يستخدم في صناعة نماذج الألعاب
- الهالوإيثان يستخدم في التخدير (2-برومو – 2- كلورو – 1,1,1- ثلاثي فلورو إيثان)

تفاعلات الاستبدال :

هي استبدال ذرة أو مجموعة ذرات بدل ذرة أو مجموعة ذرات في المركب .

١ - الهلجنة لتحضير هاليدات الألكيل : استبدال ذرة الهيدروجين في الألكان بذرة هالوجين

القاعدة العامة :

$$R\text{-}H + X_2 \longrightarrow R - X + H - X$$

تطبيق :

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_3 + Br_2 \longrightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}Br + HBr$$

٢ - استبدال الهاليد في هاليد الألكيل بهيدروكسيد من هيدروكسيد فلز لتحضير الأغوال :

القاعدة العامة :

$$R\text{-}X + KOH \longrightarrow R\text{-}OH + K\text{-}X$$

تطبيق :

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-}Cl + NaOH \longrightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}OH + NaCl$$

٣ - استبدال الهاليد في هاليد الألكيل بمجموعة أمين من النشادر لتحضير الأمينات :

القاعدة العامة :

$$R - X + NH_3 \longrightarrow R\text{-}NH_2 + H\text{-}X$$

تطبيق :

$$CH_3\text{-}CH_2\text{-} + NH_3 \longrightarrow CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}NH_2 + HBr$$

الكحولات : (الأغوال)

هي ألكانات تم استبدال ذرة هيدروجين بمجموعة هيدروكسيد (OH) .

الصيغة العامة : R-OH

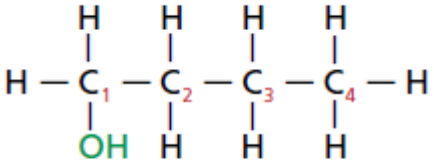
الخواص الفيزيائية :

- جزيء الكحول قطبي بين ذرة الأكسجين والهيدروجين
- تكون الكحولات مع بعضها روابط هيدروجينية وكذلك مع جزيء الماء لأنها قطبية
- درجة غليانها عالية مقارنة بالمركبات الهيدروكربونية الأخرى لأنها تكون روابط هيدروجينية
- تذوب الكحولات في الماء لأنها قطبية وتكون روابط هيدروجينية مع الماء لذلك من الصعب فصل الكحول من الماء إلا بالتقطير .
- تعتبر الكحولات مذيبة جيدة للمركبات العضوية القطبية .

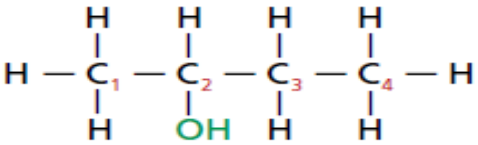
تسمية الكحولات :

١. نرقم من الطرف الأقرب لمجموعة الهيدروكسيل بحيث تأخذ اقل الأرقام
٢. نسمي التفرعات كما تقدم .
٣. نكتب رقم ذرة الكربون المتصلة بها مجموعة الهيدروكسيل
٤. نختم الاسم بالألكان على حسب طول السلسة تم نضيف له (ول)
٥. الحلقي يبدأ الترقيم من ذرة كربون الهيدروكسيل إذا كان هناك أكثر من مجموعة هيدروكسيل نكتب ثنائي ، ثلاثي على حسب التكرار

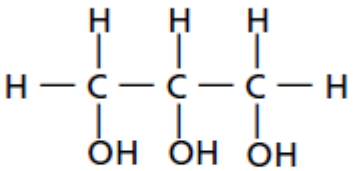
تطبيقات :



1- بيوتانول

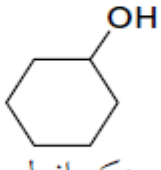


3- بيوتانول



1،2،3- ثلاثي هيدروكسيل البروبانول

الاسم الشائع (الجليسرول)



هكسانول حلقي

الأيثرات :

الصيغة العامة : R-O-R

الخواص الفيزيائية :

١ ـ جزيئات الإيثرات قطبية لوجود فرق في السالبية الكهربائية بين (C – O)

٢ ـ قطبية الإيثرات اقل من الأغوال لان الفرق في السالبية بين (C – O) اقل من الفرق بين (O – H) الأغوال

٣ ـ الإيثرات لا تكون روابط هيدروجينية لعم وجود هيدروجين حمضي

٤ ـ الإيثرات تكون روابط هيدروجينية مع الأغوال والماء

٥ ـ درجة غليان الإيثرات اقل من درجة غليان الأغوال المقابلة وهي سهلة التطاير. لماذا .

٦ ـ تذوب الإيثرات في الماء وذوبانها اقل من ذوبان الأغوال .لماذا .

تسمية الإيثرات :

أنواع الإثرات : ا) إثرات متماثلة : $R = R^-$ (كلمة ثنائي) أسم الجذر الإلكيلي + كلمة إيثر

ب) إثرات غير متماثلة : $R^- \neq R$ ترتب الجذور على حسب الأحرف الأبجدية الانجليزية

اسم الجذر الأول + أسم الجذر الثاني + كلمة إيثر

$CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3$ CH_3-O-CH_3 $CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_2CH_2CH_3$

.....

$CH_3-CH_2-O-CH_3$ $CH_3-CH_2-CH_2-O-CH_3$ $CH_3-CH_2-O-CH_2CH_2CH_3$

.....

الأمينات :

الصيغة العامة : R-NH2

أنواع الأمينات :

١. أمين أولي : ($R-NH_2$)
٢. أمين ثانوي : (R-NH-R)
٣. أمين ثالثي : ($R-\underset{\underset{R}{|}}{N}-R$)

تسمية الامينات :

1- تسمى باسم الألكان الذي يحتوي على نفس عدد ذرات الكربون بإضافة كلمة أمين متبوعا برقم ذرة الكربون المرتبطة بمجموعة NH_2 بحيث تأخذ أصغر رقم ممكن.

2- إذا كان أمين ثانوي أو ثالثي تحدد أطول سلسلة كربونية

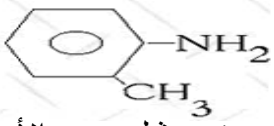
3- نكتب الجذور على حسب الحروف الأبجدية الإنجليزية

4- ثم يختم أسم المركب باسم الألكان على حسب طول السلسلة ثم نتبعه بكلمة أمين

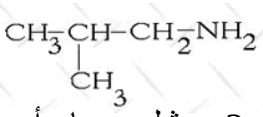
5- إذا كان هناك أكثر من مجموعة أمين نستخدم ثنائي ثلاثي

تطبيقات :

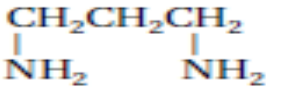
ميثيل الإيثان الأمين



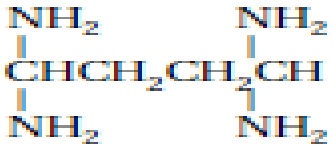
1- ميثيل بنزين الأمين



2- ميثيل بروبان أمين



3،1-بروبان ثنائي الأمين



1، 4،4،1-بيوتان رباعي الأمين

ملحوظة : تستخدم تسمية أخرى إذا كان هناك مجموعة وظيفية مع مجموعة الأمين فتعتبر مجموعة الأمين تفرع وتسمى أمينو

استعمالات الأمينات :

١. يستعمل الأنيلين في إنتاج الأصباغ ذات الظلال العميقة اللون
٢. يستخدم هكسيل حلقي أمين و الإيثيل أمين في صناعة المبيدات الحشرية والمواد البلاستكية
٣. الأمينات هي المسؤولة عن الروائح المميزة للكائنات الميتة والمتحللة
٤. تستعمل الأمينات في التحقيق الطب الجنائي

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....