كيف تعمل البطاريات؟

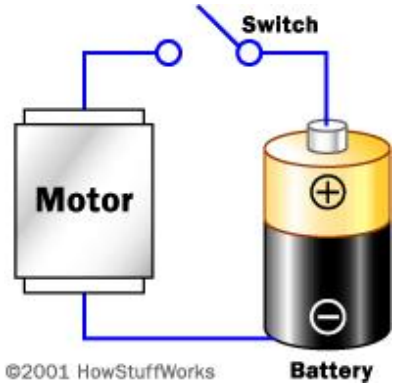
يمكن إيجاد البطاريات في كل شئ تقريباً، في سياراتنا وحواسيبنا وهواتفنا النقالة ومشغلات الموسيقى على أنواعها، والبطارية ببساطة عبارة عن مستوعب مملوء بمواد كيميائية تطلق الإلكترونات، وتُسمى التفاعلات الكيميائية التي تُحدث الإلكترونات بالتفاعلات الكهروكيميائية.

سنتعلم تكوين البطاريات من مبدأ عملها مروراً بكيميائيتها وصولاً إلى ما يخبئه المستقبل عنها ومصادر الطاقة المحتملة التي يمكن أن تحل محلها.

أساسيات البطارية

إن ألقيت نظرة على أي بطارية فأول ما ستلاحظه أن لها طرفين أو قطبين، أحدهما عليه إشارة موجب (+) والآخر عليه إشارة سالب (-) ، وفي البطاريات العادية (كالمستعملة في المصابيح الكشافة اليدوية) تكون أطراف البطارية هي هذه الأقطاب، أما في البطاريات الأكبر حجماً كبطاريات السيارات فإننا نجد مآخذ كبيرة للطاقة تقوم مقام الأقطاب.

تتجمع الإلكترونات على القطب السالب، وإن جربت توصيل القطبين بواسطة سلك فإن الإلكترونات تتدفق بسرعة بينهما (لكن هذا الأسلوب يفرغ البطارية من الطاقة بسرعة ناهيك عن الخطورة الكامنة خصوصاً مع البطاريات الكبيرة)، ولذلك عليك وضع شئ لتلقى الحمل الناجم عن تدفق الطاقة كمصباح صغير أو محرك أو دائرة كهربائية كمذياع.



تتكون الإلكترونات نتيجة لتفاعل كيميائي داخل البطارية نفسها، وتسيطر سرعة الإلكترونات (أو ما يُسمى بالمقاومة الداخلية على مقدار الإلكترونات المتدفقة بين الأقطاب، وتتدفق الإلكترونات بين الأقطاب إلى سلك بحيث يكون التدفق من القطب السالب أولاً نحو الموجب، وهذا هو سبب احتفاظ البطارية بالطاقة رغم عدم استعمالها فترات طويلة، أي أنه ما لم تنتقل الإلكترونات من القطب السالب للموجب فلن يحدث التفاعل الكيميائي وتُستنفذ طاقة البطارية.

كيميائية البطارية: الفولطية

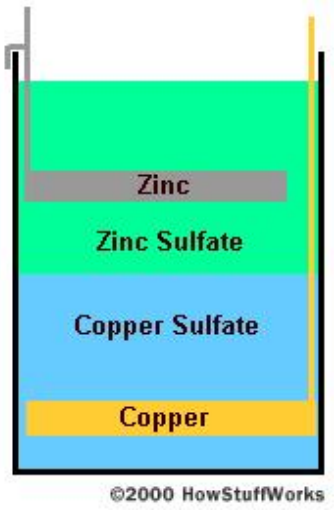
ابتكر أليساندرو فولتا أول بطارية عام 1800، وقد قام حينها بوضع طبقات متتالية من الزنك والورق النشاف المنقوع في ماء مالح إضافة إلى الفضة كما هو ظاهر في الشكل التالي:

سُمّي هذا الترتيب ب(الكومة الفولطية)، بحيث تكون الطبقات العليا والسفلى من معادن مختلفة مثلما هو مبين، إن أوصلت هاتين الطبقتين بسلك فإنك تستطيع قياس الفولطية والتيار من هذه الكومة، ويمكن أو تكون الكومة بالعلو الذي تريد بحيث تزيد كل طبقة من الفولطية.

كيميائية البطارية: خلية دانييل

في ثمانينيات القرن التاسع عشر وقبل ابتكار المولد الكهربائي (لم يتم ابتكار وتطوير المولد حتى سبعينيات ذلك القرن)، كانت خلية دانييل تُستعمل على نطاق واسع في تشغيل التلغراف وأجراس الأبواب، وهي كناية عن خلية رطبة تتكون من صفائح النحاس والزنك وسلفات النحاس والزنك.

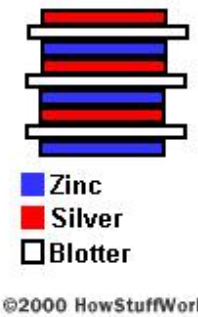
ولأخذ العلم، تُعرف خلية دانييل بأسماء أخرى هي "خلية قدم الغراب" وذلك يعود لشكل أقطاب الزنك، و "خلية الجاذبية" لأن الجاذبية الأرض تُبقي على نوعي السلفات منفصلين، وأخيراً "الخلية الرطبة" بعكس الخلية الجافة لاحتوائها على السوائل كأقطاب.



لصنع خلية دانييل عليك وضع صفيحة نحاسية في قاع دورق زجاجي ومن ثم سكب محلول سلفات النحاس على الصفيحة حتى نصف الدورق، وبعد ذلك تعليق صفيحة زنك داخل الدورق كما هو مبين أعلاه وسكب محلول سلفات الزنك بحذر في الدورق، وبما أن سلفات النحاس أكثر كثافة من سلفات الزنك فستطفو الأخيرة على سطح سلفات النحاس. من الواضح أن هذا الترتيب لا ينطبق على البطاريات العادية ولكنه يعمل بكفاءة مع التطبيقات المستقرة، إن تمكنت من الحصول على سلفات النحاس والزنك فحاول صنع خلية دانييل الخاصة بك.

التجارب: الكومة الفولطية

إن رغبت في تعلم المزيد حول التفاعلات الكهروكيميائية المستعلمة في البطاريات فمن السهولة بمكان القيام بتجارب منزلية على مكونات متنوعة، وللقيام بهذه التجارب بالشكل الصحيح عليك الحصول على مقياس فولت-أوم (ثمنه نحو 10-20 $) من أي محل أدوات كهربائية أو معدات، تأكد أن المقياس قادر على قراءة الفولطية المنخفضة (بمعدل 1 فولت) والتيار المنخفض، وبهذا الشكل ستكون قادراً على مراقبة ما تقوم به البطارية بالضبط.
بلإمكانك صنع كومة فولطية بنفسك باستعمال النقود المعدنية وورق التنشيف، وذلك عن طريق مزج الملح بالماء وغمس الورق في هذا المحلول، ثم قم بصنع الكومة بوضع النقود بشكل متعاقب، راقب نوع الفولطية والتيار الناجم عن الكومة ثم جرب مع نقود من أحجام وفئات أخرى وشاهد النتيجة.
إن أردت تجربة معادن أخرى فحاول مع ورق القصدير والفولاذ، ويجب أن تكون الفولطية المنبثقة عن أي تركيب معدني مختلفاً بعض الشئ البقية.



تشتمل تجربة أخرى يمكنك القيام بها على وعاء طعام أطفال وحمض مخفف وسلك ومسامير، إملأ الوعاء بعصير الليمون أو الخل وضع مسماراً وجزءاً من السلك النحاسي في الوعاء بحيث لا يتلامسان، جرب استعمال المسامير المكسوة بالزنك ومسامير فولاذ وقم بقياس الفولطية والتيار بتوصيل المقياس بقطعتين من المعدن، استبدل عصير الليمون بالماء المالح وحاول مرة أخرى مع نقود معدنية ومعادن مختلفة لمشاهدة التأثير على الفولطية والتيار.

تفاعلات البطارية

ربما تكون أسهل بطارية يمكنك ابتكارها بنفسك هي بطارية الزنك/الكربون، فإن استوعبت التفاعل الكيميائي الحاصل في البطارية فإنه بمقدورك عندئذ فهم مبدأ عمل البطارية بشكل عام.

تخيل انه لديك وعاء فيه حمض الكبريتيك وقد وضعت قطعة زنك فيه، فسيبدأ الحمض في إذابة الزنك في الحال، وسترى فقاعات من غاز الهيدروجين تتشكل على الزنك مع ارتفاع درجة حرارة الزنك والحمض معاً، ولإعطاء صورة أوضح إليك ما يحدث:

- تخترق جزيئات الحمض الأيونات الثلاثة: أيوني الهيدروجين الموجب وأيون SO_4 .

- تؤدي ذرات الزنك على سطح قطعة الزنك إلى إطلاق إلكترونات $2e^-$ لتصبح أيونات الزنك الموجبة.

- تجتمع أيونات الزنك الموجبة مع أيون $SO4^{--}$ السالب ليكونا ZnSO4 والذي يذوب بدوره في الحمض.

- تندمج الإلكترونات من ذرات الزنك مع أيونات الهيدروجين في الحمض ليكونا جزيئات الهيدروجين (غاز الهيدروجين)، ويمكن مشاهدة هذا الغاز على هيئة فقاقيع تتشكل على الزنك.

إن وضعت قطعة كربون في الحمض فلن يكون للحمض أي تأثير عليها، لكن إن أوصلت سلكاً بين الزنك والكربون:

- تتدفق الإلكترونات عبر السلك وتندمج مع الهيدروجين على الكربون فتبدأ فقاعات غاز الهيدروجين بالإنفصال عن الكربون.

- تكون الحرارة المنبعثة أقل بحيث يمكنك إضاءة مصباح صغير بالإلكترونات المتدفقة عبر السلك وقياس الفولطية والتيار في السلك، ويتحول جزء من الطاقة الحرارية إلى حركة للإلكترونات.

تنتقل الإلكترونات لتزيل قطعة الكربون لأنها وجدت أنه من الأسهل الإندماج مع الهيدروجين، ويوجد فولطية مميزة في الخلية ذات 0.76 فولت، وأخيراً يذوب الزنك تماماً أو تُستهلك أيونات الهيدروجين في الحمض وتخمد البطارية.

الفولطية

يكون نفس مصدر التفاعل الكهروكيميائي في أية بطارية بحيث تتحرك الإكترونات من قطب لآخر، وتتحكم المعادن الحقيقية والمواد المتحللة

بالكهرباء في فولطية البطارية، ولدى كل تفاعل مختلف فولطية مميزة، فعلى سبيل المثال إليك ما يحدث في إحدى خلايا بطارية سيارة:

- للخلية صفيحة واحدة مصنوعة من مصنوعة من ثاني أكسيد الرصاص وحامض كبريتيك قوي تُغمر فيه الصفائح.

- يندمج الرصاص مع SO4 ليكونا PbSO4 مع إلكترون واحد.

- يكون ثاني أكسيد الرصاص وأيونات الهيدروجين وأيونات SO4 إضافة لإلكترونات صفيحة الرصاص مادة PbSO4 والماء على صفيحة ثاني أكسيد الرصاص.

- تكون كلتا الصفيحتين مادة سلفات الرصاص مع إفراغ البطارية لشحنتها ويتكون الماء في الحمض، بحيث تصبح الفولطية المميزة نحو 2 فولت في الخلية الواحدة، ومع جمع 6 خلايا فإننا نحصل على بطارية 12 فولت.

لبطارية السيارة خاصية طريفة وهي أن التفاعل فيها قابل للإنعكاس بالكامل، إن مر تيار في البطارية وفي الفولطية الصحيحة فإن الرصاص وثاني أكسيد الرصاص يتشكلان ثانية على الصفائح بحيث يمكنك إعادة استعمال البطارية مرات ومرات. أما في بطارية الزنك-الكربون العادية فإنه ما من وسيلة لعكس التفاعل بسبب عدم وجود طريقة سهلة للحصول على غاز الهيدروجين مرة أخرى عبر المادة المتحللة بالكهرباء.

كيميائية البطارية الحديثة

تستخدم البطاريات الحديثة مواد كيميائية متنوعة لإحداث التفاعل، وتتضمن البطارية العادية التالي:

- **بطارية الزنك-الكربون:** وتُعرف أيضاً ببطارية الكربون العادي، وتُستعمل هذه التقنية في جميع البطاريات المتدنية السعر، وهي ذات أقطاب من الزنك والكربون مع معجون حامضي بينهما تقوم مقام أطراف الأقطاب.

- **البطارية القلوية:** جميع ماركات البطاريات المشهورة عبارة عن بطاريات قلوية، وتكون الأقطاب فيها من الزنك وأكسيد المنغنيز وأقطاب قلوية.

- **بطارية الليثيوم:** تُستخدم بطاريات الليثيوم ويوديد الليثيوم ويوديد الرصاص في آلات التصوير لقدرتها على إحداث زيادة مفاجئة في الطاقة الكهربائية.

- **بطارية الحامض-الرصاص:** تنحصر مجالات استعمالها في السيارات ومختلف أنواع المركبات الميكانيكية، وأقطابها مصنوعة من الرصاص وأكسيد الرصاص مع قطب حامضي قوي قابل لإعادة الشحن.

- **بطارية النيكل-الكادميوم:** أقطابها من هيدروكسيد النيكل والكادميوم وهيدروكسيد البوتاسيوم (قابلة لإعادة الشحن).

- **بطارية النيكل-هيدريد المعدن:** حلت هذه البطارية بسرعة محل بطارية النيكل-الكادميوم لأنها لا تعاني من (أعراض الذاكرة) كسابقتها (قابلة لإعادة الشحن).

- **بطارية أيون الليثيوم:** لهذه البطارية معدل طاقة إلى الوزن لا بأس به، وتُستعمل في الحواسيب المحمولة والهواتف النقالة (قابلة لإعادة الشحن).

- **بطارية الزنك-الهواء:** خفيفة وقابلة لإعادة الشحن.

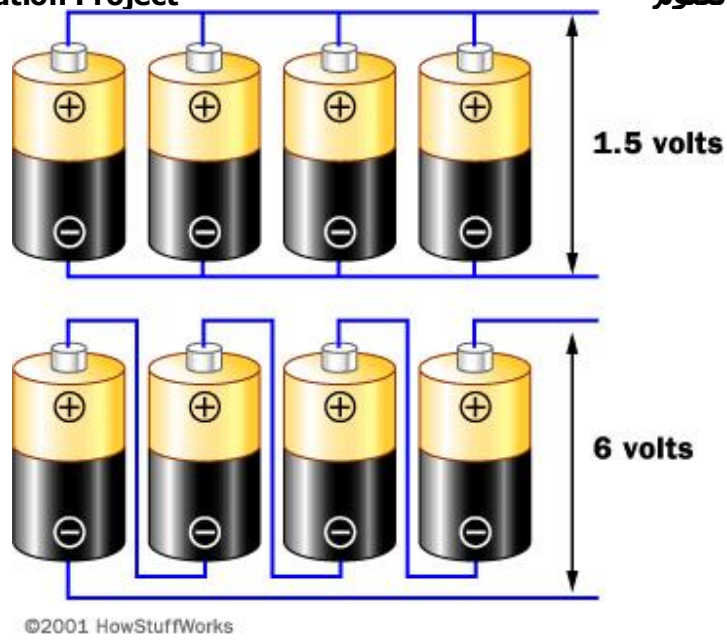
- **بطارية الزنك-أكسيد الزئبق:** تُستعمل عادة في أجهزة السمع الخاصة بالصم.

- **بطارية الفضة-الزنك:** تُستعمل في التطبيقات العملية على الطيران لخفة وزنها.

- **بطارية المعدن-الكلورايد:** نجدها في السيارات الكهربائية.

ترتيب البطارية

عندما تستعمل جهازاً يعمل بالبطاريات فإنك لا تشغل خلية واحدة فقط، وأنما تقوم بجمعها معاً بشكل تسلسلي لإحداث فولطية عالية أو بشكل متوازي لإحداث تيار عالٍ، ويتجمع التيار في الترتيب المتوازي، ويبين الرسم البياني التالي هذين الترتيبين:



يُدعى الترتيب العلوي بالمتوازي، وإن افترضنا أن كل خلية تطلق 1.5 فولت فإن أربع بطاريات متوازية ستطلق أيضاً 1.5 فولت، إنما سيكون التيار أقوى بأربع مرات من خلية منفردة، بينما يُسمى الترتيب السفلي بالمتسلسل، وتتجمع الفولطيات الأربع لتنتج 6 فولت.

طاقة البطارية

عندما تشتري بطاريات فإنك عادة تجد معطيات مكتوبة على الرزمة تخبرك بالفولطية والتيار، فعلى سبيل المثال تستعمل آلة التصوير الرقمية بطاريات نيكل-كادميوم مصنفة عند 1.25 فولت وذات قدرة 500 مصباح لكل خلية، ويعني هذا الأخير –نظرياً- أن الخلية بمقدروها إنتاج 500 مصباح في ساعة واحدة، فالبطارية ذات 500 مصباح تستطيع إنتاج 5 مصابيح لمائة ساعة أو 10

مصابيح لـ50 ساعة أو 25 مصباح لـ20 ساعة، أو 500 مصباح لساعة واحدة (نظرياً بالطبع) أو 1000 مصباح لنصف ساعة.

إلا أن مدة خدمة البطارية ليست بهذا الطول فلكل بطارية حد أقصى للتيار، فبطارية ذات قدرة 500 مصباح لا تستطيع إنتاج 30000 مصباح في ثانية واحدة لاستحالة حدوث التفاعل بهذه السرعة. عند مستويات أعلى للتيار ترتفع درجة حرارة البطارية مؤدية لفقدان بعض من الطاقة، ولبعض المواد الكيميائية الداخلة في تركيب البطاريات عمر افتراضي أقل أو أكثر عند مستويات تيار منخفضة، إلا أن تقديرات قوة البطارية تكون في بعض الأحيان ممتدة عبر نمط الإستعمال العادي، وباللجوء إلى طريقة الأمبير في الساعة في التصنيف بمقدورك تقدير طول عمر البطارية مع الإستعمال المتكرر.

هل سبق لك وقمت بإلقاء نظرة داخل بطارية عادية ذات 9 فولت؟

ستجد أنها تحتوي على ستة بطاريات صغيرة ذات قوة 1.5 فولت لكل منها وبترتيب متسلسل.

وعلى كل حال يحذر صانعو البطاريات من فتح وتفكيك البطارية لتجنب خطر الإصابة والصور أعلاه هي للتوضيح فقط.