مدرسة كيمياء الطارق

تأسيس لطلبة التوجيهي 2007

إعداد : أ. محمد طارق

2024

الكيمياء الكهربائية

مقدمة عن الكيمياء الكهربائية

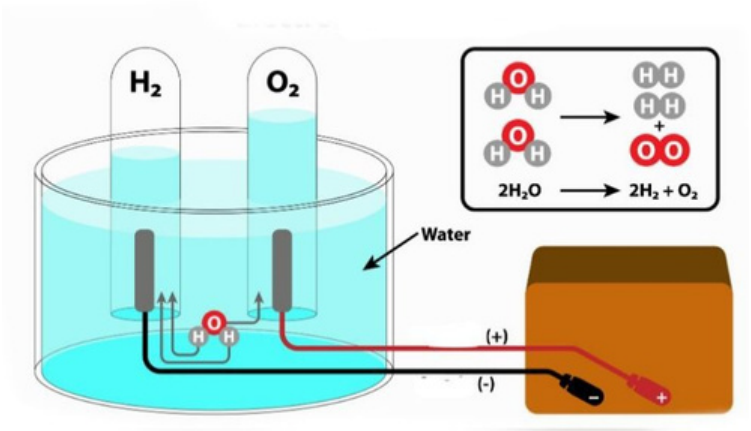
الوحدة الثانية من مادة كيمياء التوجيهي

سؤال **ما المقصود بالكيمياء الكهربائية؟**

هي أحد فروع علم الكيمياء التي تهتم بدراسة التحولات بين الطاقة الكيميائية والكهربائية الناتجة عن تفاعلات التأكسد والاختزال والتطبيقات العملية المرتبطة بها.

سؤال **ما علاقة الكيمياء بالكهرباء؟**

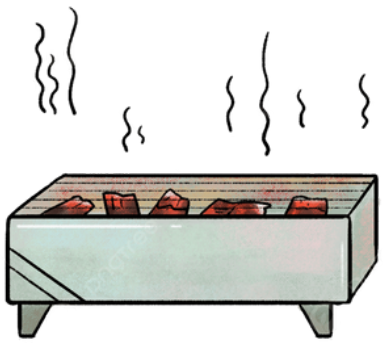
- الكيمياء والكهرباء لهما علاقة وثيقة ببعضهما البعض مثل عمليات التحليل الكهربائي التي تستخدم التيار الكهربائي لتفكيك المواد الكيميائية.

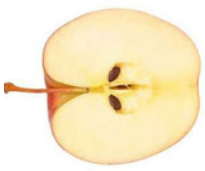


- **التحليل الكهربائي للماء :** هو عملية إجراء تحليل كهربائي لجزيئات الماء H2O بفصله إلى مكوناته وهي الأكسجين O2 والهيدروجين وذلك عن طريق تمرير تيار كهربائي في الوسط المائي.

مقدمة في التأكسد والاختزال

- تفاعلات التأكسد والاختزال من التفاعلات المألوفة في حياتنا اليومية ومنها :

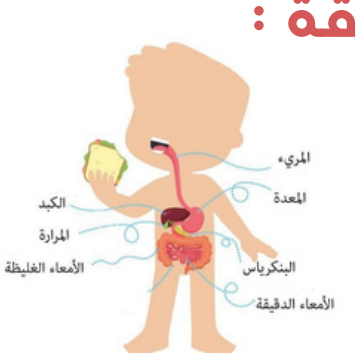




- **صدأ الحديد :**
- **إحتراق الفحم :**
- **تحول لون قطعة التفاح إلى البني :**

- لتفاعلات التأكسد والاختزال أهمية في إنتاج الطاقة :

✪ **الطعام الذي نأكله يتأكسد فيمددنا بالطاقة :**



✪ **تحرك المركبات بسبب تأكسد الوقود :**

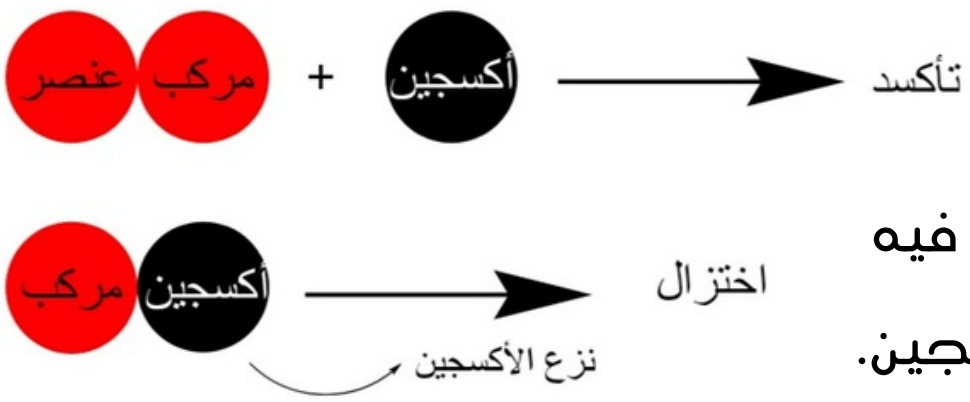
المفهوم القديم للتأسكد والاختزال

سؤال **ما المقصود بالتأكسد والاختزال على حسب المفهوم القديم؟**

✪ **التأكسد :** هي عملية اتحاد أو ارتباط العنصر أو المركب بالاكسجين وتكوين أكاسيدها.

✪ **الاختزال :** هي عملية نزع الالكسجين من المركب (خامات أكاسيدها).

مثال

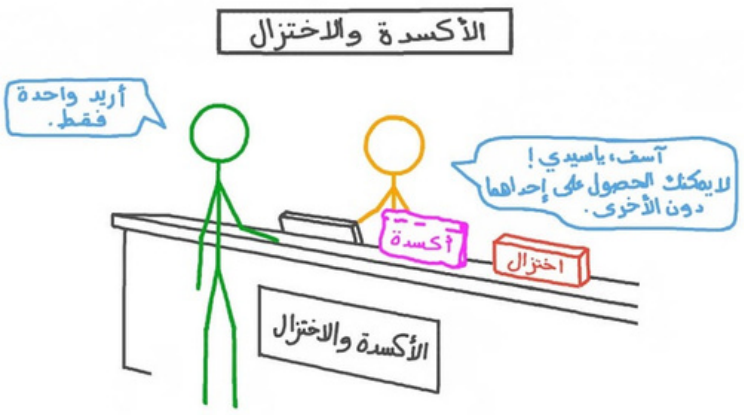


✪ **تفاعل عنصر مع الأكسجين :** هو تفاعل يتم فيه تكوين أكاسيد العناصر عند تفاعلها مع غاز الأكسجين.

✪ **تفاعل الثيرمايت :** هو تفاعل مسحوق فلز مع مسحوق آخر وينتج منه حرارة عالية لصهر الحديد ولحام القضبان.

✪ **تفاعل التنافس على الأكسجين :** هو تفاعل ينزع فيه الفلز النشط الأكسجين من أكسيد الفلز الاقل نشاط.

سؤال **فسر : لا يمكن أن تحدث عملية تأكسد دون أن ترافقها عملية إختزال؟**



لأن المادة لا تتأكسد إلا إذا تفاعلت مع مادة تميل للاختزال.

✪ **تفاعل التأكسد والاختزال :** تفاعل يكون فيه مادتين احداهما تتأكسد والأخرى تختزل في نفس التفاعل.

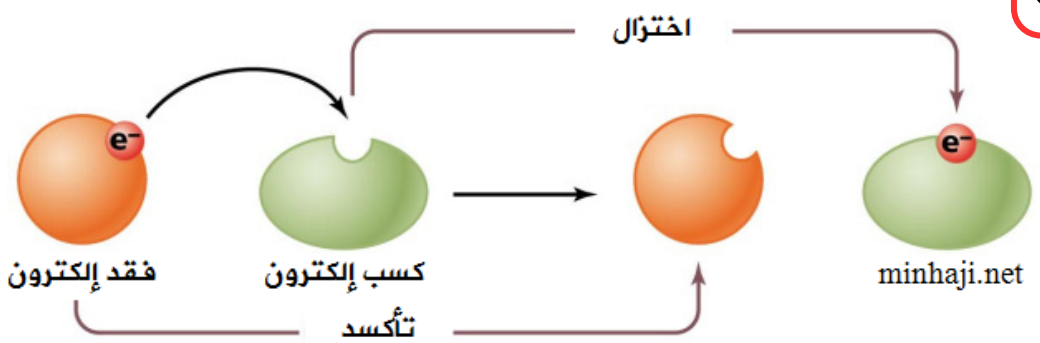
المفهوم الحديث للتأسكد والاختزال

- لم تتضمن تفاعلات التأكسد والاختزال كلها التفاعل مع الأكسجين لذا احتاج العلماء مفهوم أشمل وأكثر وضوح.

سؤال **ما المقصود بالتأكسد والاختزال على حسب المفهوم الحديث؟**

التأكسد : فقد الالكترونات في أثناء التفاعل.

الاختزال : كسب الالكترونات في أثناء التفاعل.



نصف تفاعل التأكسد ونصف تفاعل الاختزال

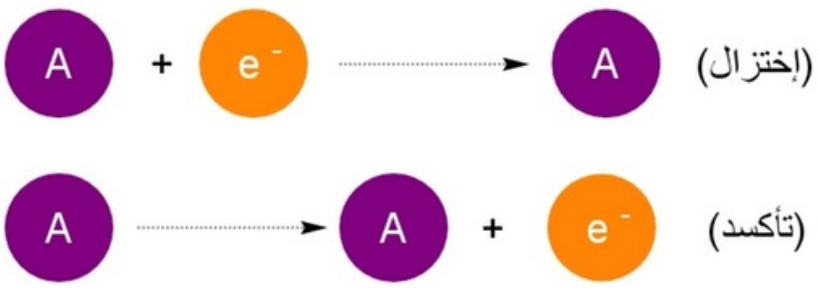
سؤال **ما المقصود بنصف تفاعل تأكسد واختزال؟**

نصف تفاعل التأكسد : معادلة تظهر فيها الالكترونات جهة المواد الناتجة.

نصف تفاعل الاختزال : معادلة تظهر فيها الالكترونات جهة المواد المتفاعلة.

استنتاجات

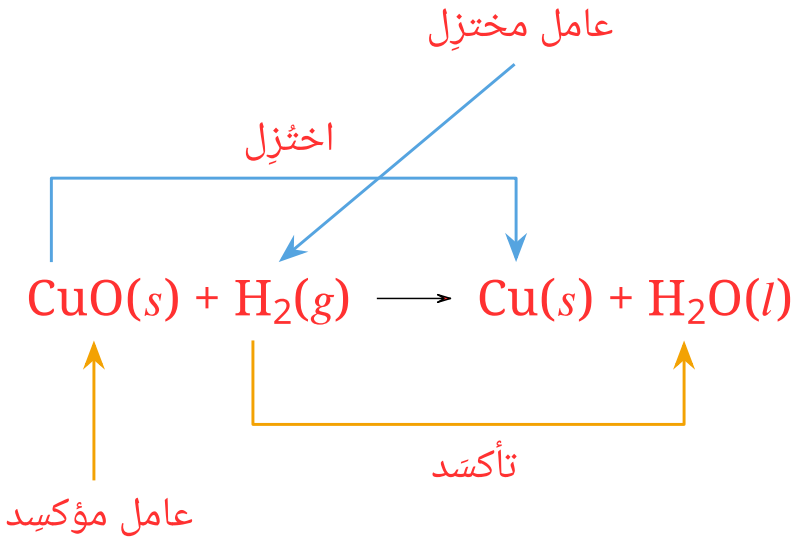
- **التأكسد :** الكترونات مع النواتج.
- **الاختزال :** الكترونات مع المتفاعلات.



العامل المؤكسد والعامل المختزل

العامل المؤكسد : المادة التي تختزل وتسبب تأكسد غيرها في التفاعل.

العامل المختزل : المادة التي تتأكسد وتسبب إختزال غيرها في التفاعل.



استنتاجات

- **العامل المؤكسد :** المادة التي حدث لها إختزال.
- **العامل المختزل :** المادة التي حدث لها إختزال.

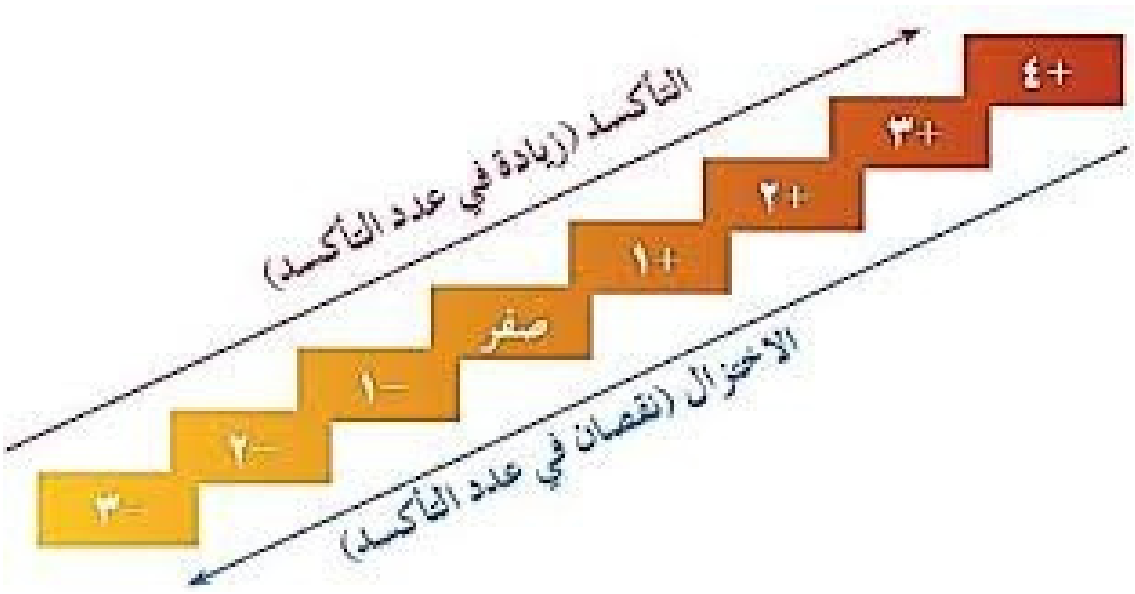
عدد التأكسد

سؤال **ما المقصود بعدد التأكسد؟**

- **عدد التأكسد :** هو مقدار الشحنة السالبة أو الموجبة على العنصر داخل المركب نتيجة فقدان أو اكتساب الالكترونات حتى تتكون الرابطة في المركب الايوني أو التساهمي [في الرابطة التساهمية خاصية الكهروسالبية تعمل على اختلاف توزع الالكترونات بين الذرتين].

استنتاجات

- **عدد التأكسد :** شحنة العنصر.
- **التأكسد :** زيادة في عدد التأكسد.
- **الاختزال :** نقصان في عدد التأكسد.



تعزيز وأنا طالع على الموجب بتأكسد [فقد إلكترون] وأنا نازل على السالب بختزل [كسب الكترون].

معلومة إضافية : شحنة العنصر الحر تساوي صفر مثل (C, N2, S8).

سؤال **ما هي أهمية عدد التأكسد؟**

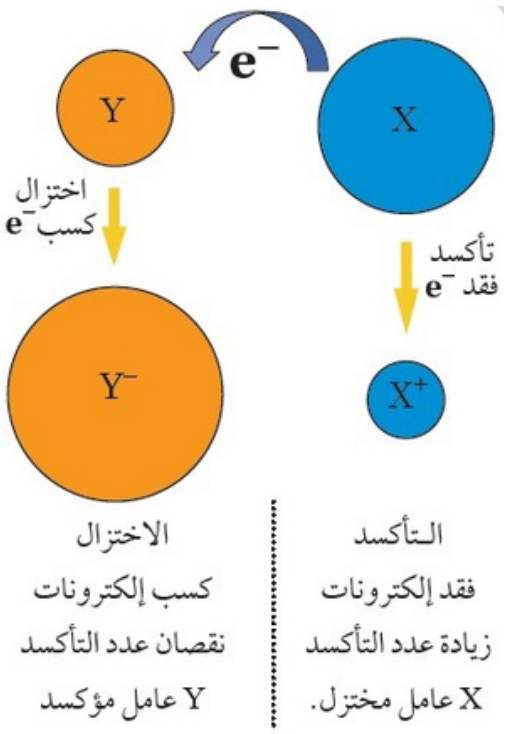
- يساعد في كتابة الصيغ الكيميائية للمركبات وأيضًا كتابة وموازنة تفاعلات التأكسد والاختزال.

مثال **حدد المادة التي تأكسدت والتي احتزلت في التفاعل مع تحديد العامل المؤكسد والمختزل.**

✪ $2Na(s) + Cl2(g) \rightarrow 2NaCl(s)$

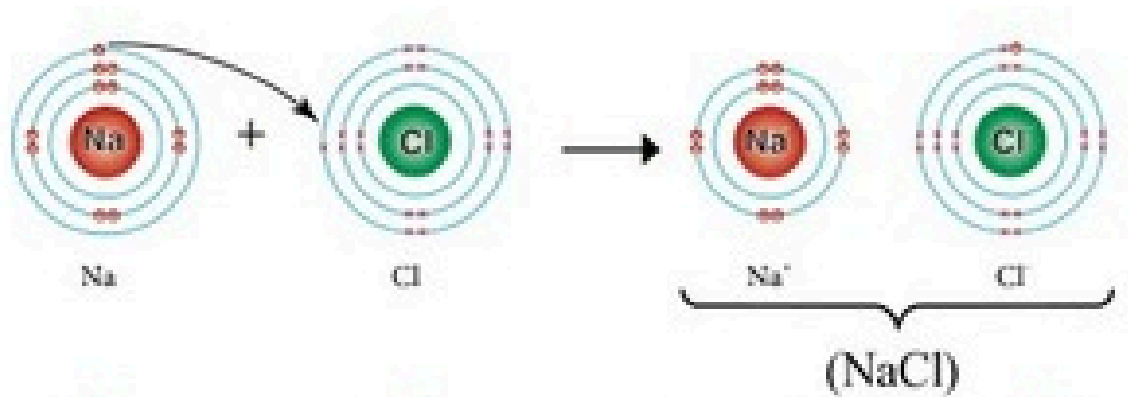
- الصوديوم من المجموعة الأولى 1A : فلز يميل إلى فقد الالكترونات، سيفقد الكترونه في مستوى التكافؤ فيصبح أيون موجب وقد وصل إلى الاستقرار Na^+
- الكلور من المجموعة السابعة 7A : لافلز يميل إلى اكتساب الالكترونات أو مشاركتها، سيكسب بسبب الفلز، ويصبح أيون سالب، استقر بإلكرون واحد Cl^-

تذكر : التأكسد فقد [طالع نحو الموجب) الاختزال كسب (نازل نحو السالب).



✪ **التأكسد :** الصوديوم طالع للموجب (+)، عامل مختزل.

✪ **الاختزال :** الكلور نازل للسالب (−)، عامل مؤكسد.



✪ $Fe2O3(s) + 2Al \rightarrow 2Fe(l) + Al2O3(s)$

✪ **التأكسد :** الألمنيوم (ذرة الألمنيوم اتحدت مع الأكسجين)، عامل مختزل.

✪ **الاختزال :** حديد (نزع الأكسجين منه) والحصول عليه بشكل منفرد، عامل مؤكسد.

تطور مفهوم التأكسد والاختزال

- يمثل الشكل المجاور ملخصًا لتطور مفهوم التأكسد والاختزال :

التـــأكـــســـد	الاخـــتـــزال
الاتحاد بالأكسجين	الاتحاد بالهيدروجين
نزع(فقدان) الهيدروجين	فقدان (نزع) الأكسجين
زيادة عدد التأكسد	نقصان عدد التأكسد
فقدان (خسارة) الإلكترونات	اكتساب الإلكترونات

قواعد أساسية لحساب عدد التأكسد

- يمثل الشكل المجاور أهم القواعد الأساسية لحساب عدد التأكسد :

الرَّقْمُ	قواعدُ حساب أعداد التأكسد	مثال	عددُ التأكسد
1	عدد تأكسد ذرّة العنصر الحُرّ يساوي صفرًا، سواء وُجِدَ على شكل ذرّات أو جُزيئات.	C N_2 S_8	صفر صفر صفر
2	عدد تأكسد الأيون أُحادي الذرّة يساوي شحنة هذا الأيون.	Cu^{2+} Br^-	+2 −1
3	عدد تأكسد عناصر المجموعة الأولى AI وعناصر المجموعة الثانية IIA وعنصر الألمنيوم في جميع مركّباتها يساوي: 1+ ،2+ ،3+ على الترتيب.	Li في Li_2O Ca في CaO Al في AlF_3	+1 +2 +3
4	عدد تأكسد الهيدروجين في معظم مركّباته (+1)، ما عدا عندما يرتبط مع الفلزّات مكوّنًا هيدريد الفلزّ، فيكون حينئذ (-1).	H في HF H في NaH H في BaH_2	+1 −1 −1
5	عدد تأكسد الأكسجين في معظم مركّباته (-2)، ما عدا فوق الأكاسيد، فيكون حينئذ (-1)، وعندما يرتبط مع الفلور يكون (+2).	O في H_2O O في K_2O_2 O في OF_2	−2 −1 +2
6	عدد تأكسد الفلور في جميع مركّباته يساوي (-1)، وعدد تأكسد الهالوجينات Cl، Br، I في معظم مركّباتها يساوي (-1)، ما عدا إذا ارتبطت مع الأكسجين أو الفلور فيكون موجبًا.	F في NaF I في KI Cl في ClF Br في $HBrO_2$	−1 −1 +1 +3
7	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات أو أيونات العناصر المكوّنة للمركّب المتعادل يساوي صفرًا.	NaCl HNO_3	0 0
8	مجموع أعداد التأكسد لجميع ذرّات العناصر المكوّنة لأيون متعدّد الذرّات يساوي شحنة هذا الأيون.	OH^- $N_2H_5^+$	−1 +1

- **القواعد بشكل سريع للحفظ :**

- العنصر الحر = ٥
- الايون سوء أحادي الذرة أو مجموعة أيونية = شحنته
- فلزات المجموعة الأولى = +1
- فلزات المجموعة الثانية = +2
- الألمنيوم = +3
- الفلور = −1
- الكلور والبروم واليود = −1، وموجب مع الأكسجين أو الفلور.
- الأكسجين = −2 وفي فوق الاكاسيد = −1، و +1 مع الفلور
- الهيدروجين مع اللافلزات = +1 ومع الفلزات = −1
- مجموع أعداد التأكسد في المركب المتعادل = ٥

- تذكر أننا نكتب إشارة عدد التأكسد على اتجاه مخالف للشحنة فوق العنصر أو المجموعة الأيونية.
- دائمًا نضرب عدد ذرات العنصر في عدد تأكسده لتحسب كامل الشحنة فوق العنصر.
- العنصر الأكثر كهروسالبية سيكون عدد تأكسده = شحنته وهو أيون.

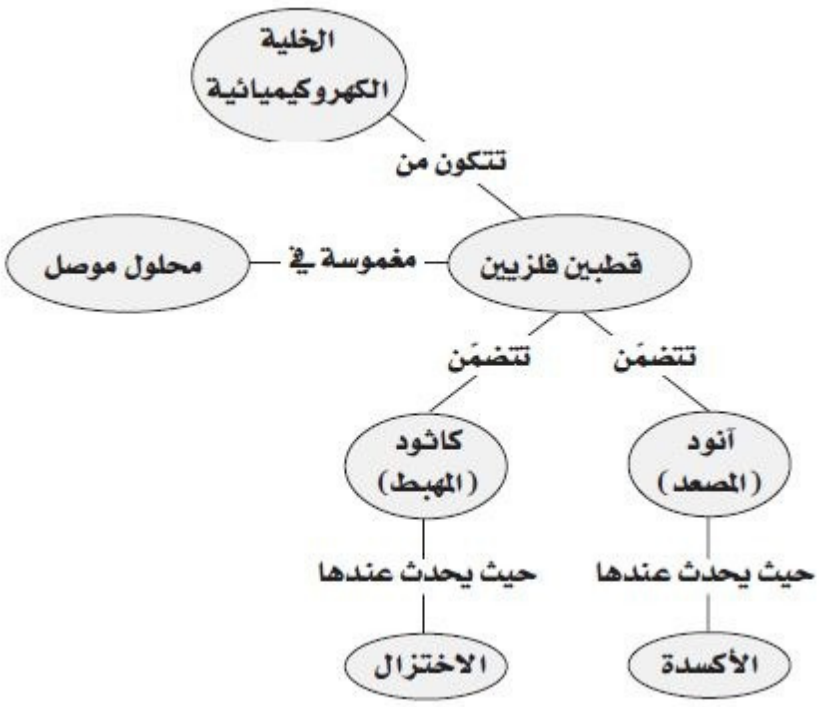
مثال **أحسب عدد تأكسد الكربون في مركب C_2H_6.**

- قاعدة الهيدروجين مع اللافلزات = +1
- قاعدة مجموع أعداد التأكسد في المركب المتعادل = 0

$2(C) + 6(+1) = 0 \Longrightarrow (C) = \frac{-6}{2} = -3$

الخلايا الكهركيميائية

- تشير الدراسات إلى أن تفاعلات التأكسد والاختزال يرافق حدوثها تحولات في الطاقة فقد تتحول الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية أو العكس ويطلق على هذه التفاعلات اسم "التفاعلات الكهركيميائية " كما يطلق على الأوعية التي تحدث فيها هذه التفاعلات اسم "الخلايا الكهركيميائية".



سؤال **ما المقصود بالخلاية الكهركيميائية؟**

هي الأدوات التي تحدث فيها تفاعلات تأكسد واختزال.

- **تقسم الخلايا الكهركيميائية إلى قسمين :**

- خلايا جلفانية.
- خلايا التحليل الكهربائي.

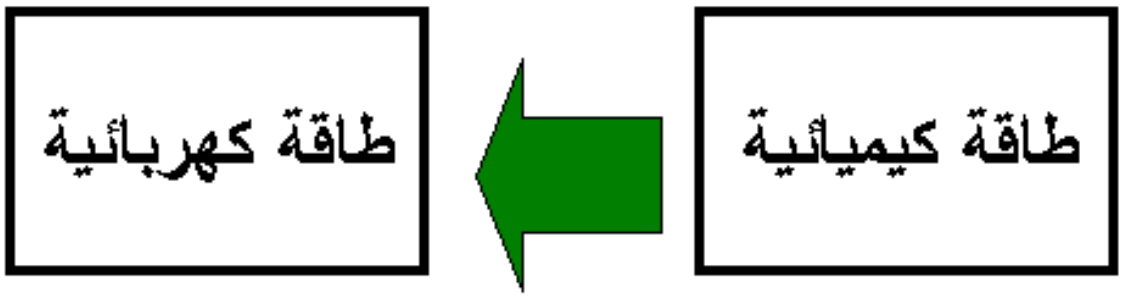
خلاية جلفانية

سؤال **ما المقصود بالخلايا الجلفانية؟**

هي الأدوات التي يحدث فيها تفاعلا تأكسد واختزال يؤديان إلى انتاج تيار كهربائي.

- أي تتحول فيها الطاقة الكيميائية إلى طاقة كهربائية.

سؤال **ما هي مكونات الخلايا الجلفانية؟**



- تتكون الخلية الجلفانية البسيطة من وعاء يحتوي صفيحتين فلزيتين مغموستين في محلول كهرلي لأحد أملاح الفلز الاقل نشاطاً وتشكل الصفيحتان قطبة الخلية.

سؤال **ما المقصود بالقطب؟**

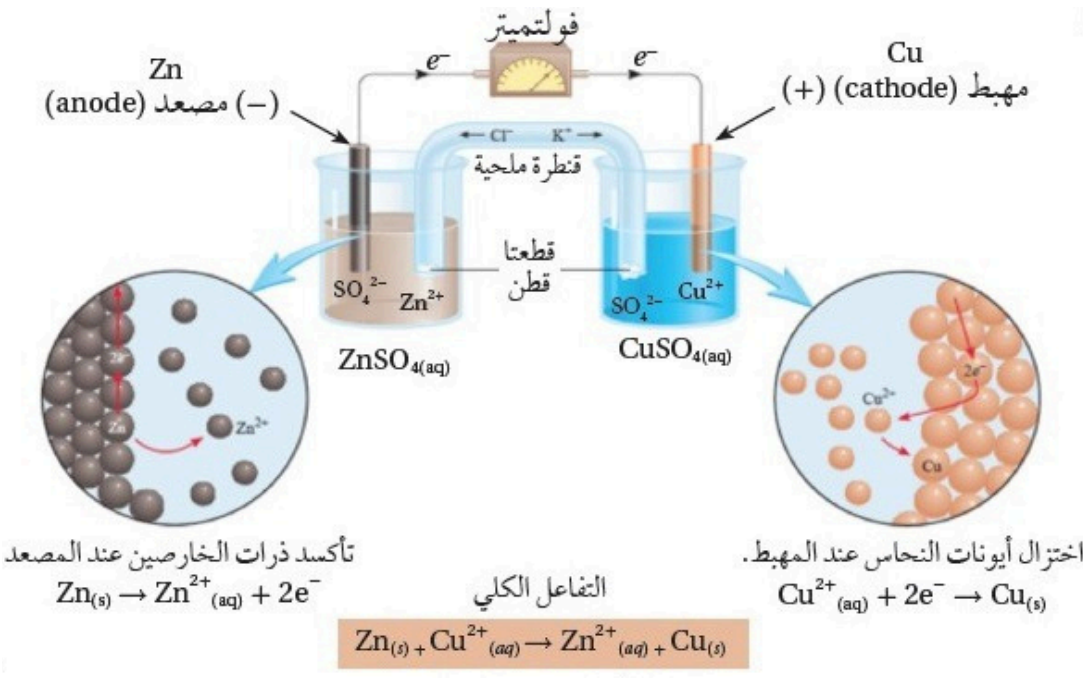
هو مادة صلبة موصلة في دارة كهربائية ينقل الالكترونات من المحلول أو المصهور واليه.

سؤال **ما المقصود بالمحلول الكهرلي؟**

هو محلول يحتوي أيونات موجبة وسالبة حوكة الحركة تسمح بمرور التيار الكهربائي.

- **المصعد :** هو القطب الذي يحدث عنده نصف تفاعل التأكسد ويمثل القطب السالب في الخلية؛ لانه مصدر الالكترونات فيها (Zn).
- **المهبط :** هو القطب الذي يحدث عنده نصف تفاعل الاختزال ويمثل القطب الموجب في الخلية؛ حيث تتحرك الإلكترونات نحوه (Cu).

- تتكون الخلية الجلفانية من صفيحتي خارصين ونحاس يشكلان قطبي الخلية.



- أما التفاعل الكلي الذي يحدث في الخلية الجلفانية فهو مجموع نصفي تفاعل التأكسد والاختزال بحيث أجمع المواد يسار السهم معًا والمواد يمين السهم معًا، أما الإلكترونات فيجب أن يكون عدد الالكترونات المفقودة مساويًا لعدد الالكترونات المكتسبة كما يتضح في المعادلات الآتية :

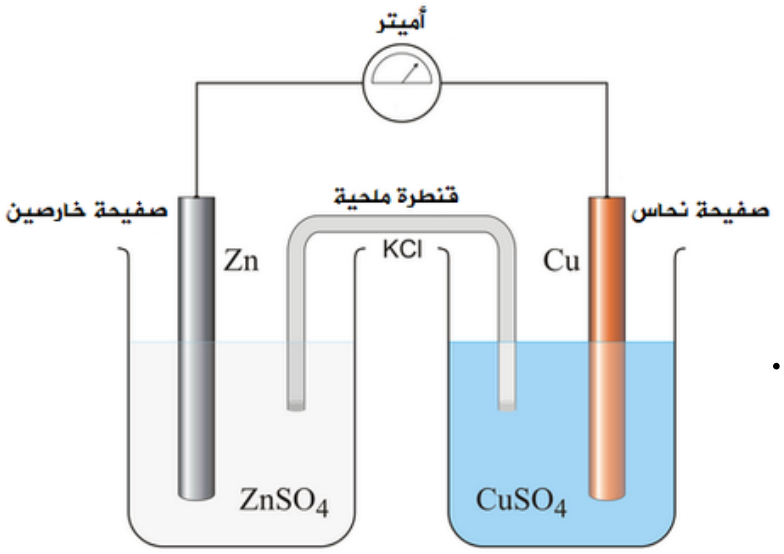
- نصف تفاعل التأكسد / مصعد : $Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^-$
- نصف تفاعل الاختزال / مهبط : $Cu^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$
- معادلة التفاعل الكيميائي الكلية : $Zn(s) + Cu^{2+}(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + Cu(s)$

هنالك نوع آخر للخلايا الجلفانية يحتوي قنطرة ملحية.

سؤال **ما المقصود بالقنطرة الملحية؟**

هي أنبوب على شكل حرف (U) يحتوي محلولاً مشبعًا لاحد الاملاح مثل KCl.

سؤال **ما هي وظيفة القنطرة الملحية؟**



المحافظة على التعادل الكهربائي في الخلية.

تذكر : اتجاه حركة الالكترونات من المصعد إلى المهبط.

استنتاجات

تتكون الخلية الجلفانية من جهاز فولتميتر وأسلاك كهربائية تصل بين المصعد والمهبط.

تزداد الكتلة في المهبط وتقل في المصعد.

مثال **أكتب معادلة أيونية كلية لتفاعل الصوديوم مع الكلور.**

- نكتب الأيونات المتكونة : $2Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2Na^{+}(s) + 2Cl^{-}(g)$

- نكتب معادلاتي التأكسد والاختزال لكل منها مع موازنة الشحنات على الطرفين

$2Na \rightarrow 2Na^{+} + 2e^{-}$

$Cl_2 + 2e^{-} \rightarrow 2Cl^{-}$

- نجمع المعادلتين للحصول على المعادلة الكلية، تحذف الأيونات من الطرفين المتعاكسين وتتجاذب الشحنات المختلفة لكل من الصوديوم والكلور في النواتج ليتكون المركب الايوني الصلب NaCl :

$2Na(s) + Cl_2(g) \rightarrow 2NaCl(s)$

استنتاجات

كل التفاعلات التي يحدث فيها فقد وكسب للالكترونات هي تفاعلات أكسدة واختزال.

لاحظ أن الالكترونات لم تظهر في المعادلة الكلية؛ لأن الالكترونات التي فقدتها الذرات التي تأكسدت اكتسبتها الذرات التي إختزلت.

عند جمع أي معادلتين (تأكسد إختزال) نحصل على المعادلة الكلية.

تعزيز بعض تفاعلات الأكسدة والاختزال تحتوي على أيونات متفرجة يتم حذفها من المعادلة ولا تتدخل في معادلة التفاعل الكلية؛ لانه لم يحدث عليها أي تغيير وبقيت شحنتها كما هي.

$CuO(s) + Zn(s) \rightarrow ZnO(s) + Cu(s)$

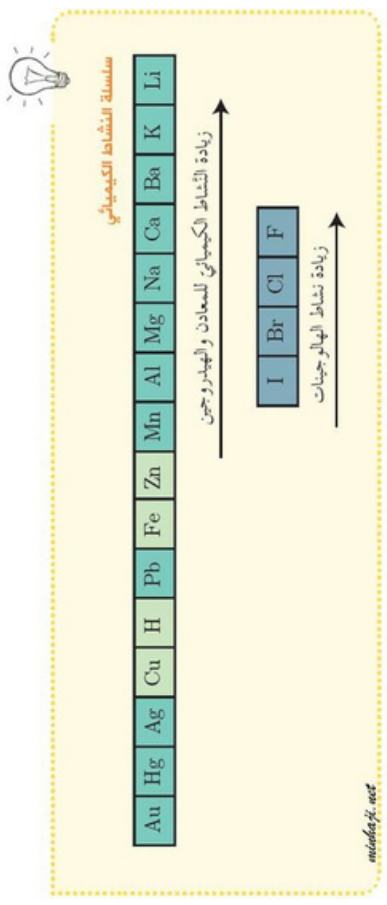
- اكتبها على الصورة الأيونية : $Cu^{2+} + O^{2-} + Zn \rightarrow Zn^{2+} + O^{2-} + Cu$

نلاحظ : أن الأكسجين لم يحدث عليه أي تغيير في الشحنة لذا يحذف وتكتب باقية المعادلة.

فرق الجهد الكهربائي في الخلايا الجلفانية

سؤال **أتوقع التغير في فرق الجهد الكهربائي الناتج إذا استخدم قطب من الألمنيوم بدلاً من قطب الخارصين في خلية (خارصين – حديد).**

تذكر : جهاز الفولتميتر هو المسؤل عن قراءة فرق الجهد الكهربائي المتولد في الخلية ولتفسير ذلك أرجع إلى سلسلة النشاط الكيميائي.



نستطيع حفظ أشهرها من خلال عبارة "بصل كم أخ حرهن فذ".

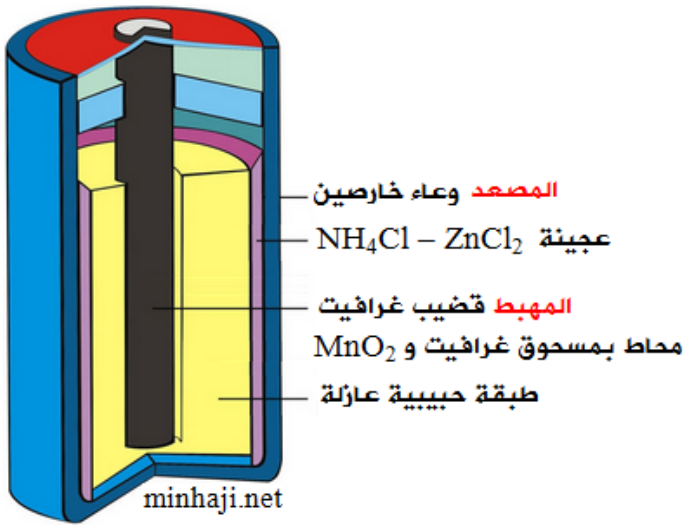
ب (K) ص (Na) ل (Li) ك (Ca) م (Mg) أ (Al) خ (Zn) ح (Fe)

ر (Pb) ه (H) ن (Cu) ف (Ag) ذ (Au).

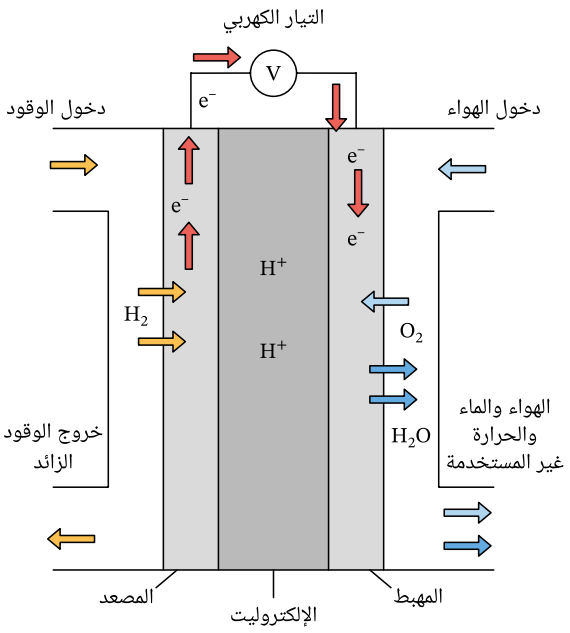
بالرجوع إلى السلسلة أجد أن فرق النشاط بين الألمنيوم والحديد قليل لذا يقل الجهد المتولد في الخلية.

تطبيقات على الخلايا الجلفانية

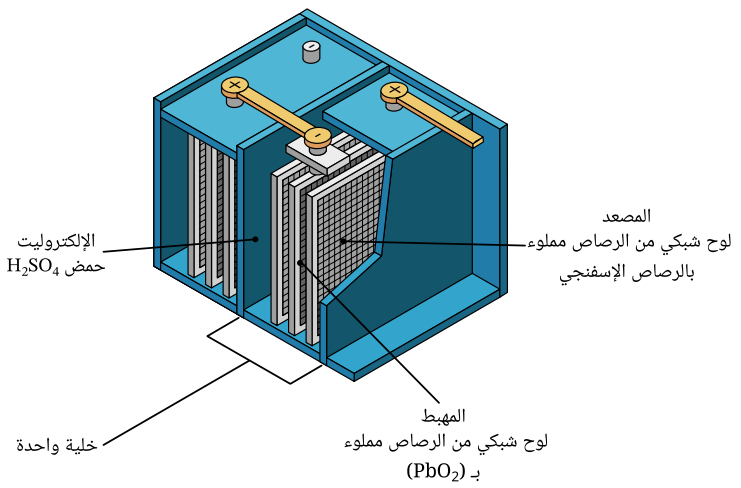
البطاريات : (بطارية جافة، بطارية سيارة، خلية وقود).



بطارية جافة



خلية وقود



بطارية سيارة

تمارين

حدد المادة التي تأكسدت والتي اختزلت في التفاعلات التالية وأكمل المطلوب :

المادة	تأكسد	اختزال	عامل مؤكسد	عامل مختزل
$2As + 3Cl_2 \rightarrow 2AsCl_3$				
$Fe_2O_3 + 2Al \rightarrow 2Fe + Al_2O_3$				
$Al_2O_3 + 3Zn \rightarrow 3ZnO + 2Al$				

أحسب عدد تأكسد الكروم في مركب $NaCr_2O_7$.

.....

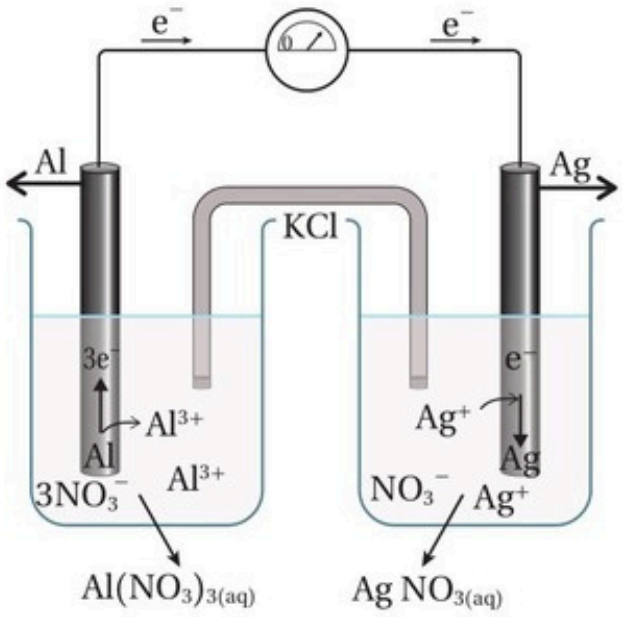
.....

أحسب عدد تأكسد الكبريت في مركب H_2SO_3.

.....

.....

أدرس الشكل التالي ثم أجب عما يليه من اسئلة :



حدد المصعد والمهبط وشحنة كل منهما.

أكتب نصفي تفاعل التأكسد والاختزال.

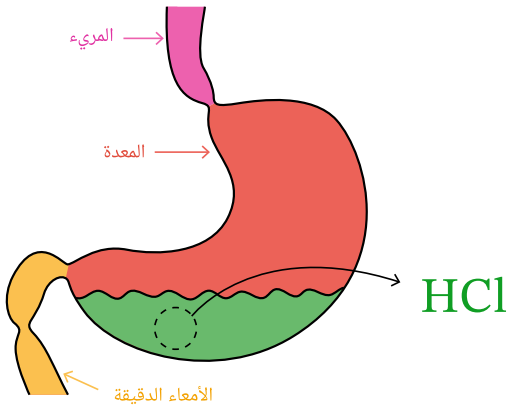
أكتب معادلة التفاعل الكيميائي الكلية في الخلية الجلفانية.

الحموض والقواعد والاملاح وتطبيقاتها

مقدمة عن الحموض والقواعد

الوحدة الأولى من مادة كيمياء التوجيهي

- للحموض والقواعد أهمية في حياتنا اليومية؛ إذ نجدها في كثير من أنواع الفواكه والخضار التي نتناولها.



- **الخضار :** (سبانخ، بروكلي، خيار).
- **الفواكه :** (تفاح، مشمش، فراولة).

- ولها أهمية حيوية؛ فحمض الهيدروكلوريك الذي يفرز في المعدة يساعد على الهضم.
- تدخل القواعد في صناعة المنظفات مثل هيدروكسيد الصوديوم والصابون.
- لا تقتصر على التي توجد في المواد الغذائية فهنالك حموض محضرة في المختبرات والمصانع ويحظر تذوقها أو لمسها؛ لأنها حارقة.

الحموض

سؤال **ما المقصود بالحمض؟**

مادة تتأين (تتفكك) في الماء وتنتج أيون الهيدروجين (H) وأيون آخر سالب.

– الصورة العامة لتفكك الحمض : $HA \xrightarrow{H_2O} H^+ + A^-$

تذكر : يشير الرمز (aq) إلى المحلول المائي ويعني أن المادة ذائبة في الماء.

الشكلُ (4): تغيُّرُ لونِ ورقِ تبّاعِ الشمسِ في المحلولِ الحمضيِّ.

سؤال **ما هي أهم خصائص الحموض؟**

خصائص الحموض :

- تبدأ أسمائها بكلمة حمض مثل حمض الكبريتيك، الهيدروكلوريك،..
- تغير لون ورقة تباع الشمس من الأزرق إلى الأحمر.
- تتفاعل محاليل الحموض مع معظم الفلزات وينتج غاز الهيدروجين H_2 والملح.

الشكلُ (3): تفاعلُ فلزّ المغنيسيوم مع حمضِ HCl.

$$Mg_{(s)} + 2HCl_{(aq)} \longrightarrow H_{2(g)} + MgCl_{2(aq)}$$

- المركبات ذات الخصائص الحمضية تنتج أيون الهيدروجين في الماء وهو المسؤول عن الخصائص الحمضية في المحلول.
- قد تحتوي صيغة الحموض على الهيدروجين مثل HCl وقد لا تحتوي مثل أكاسيد اللافلزات (SO_2, NO_2, CO_2) .

حيث أن محلول ثاني أكسيد الكربون في الماء هو محلول حمضي H_2CO_3 وعند تأين هذا المحلول في الماء ينتج أيون الهيدروجين.

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(aq)}$$

$$H_2CO_{3(aq)} \rightleftharpoons H^+_{(aq)} + HCO_3^-{}_{(aq)}$$

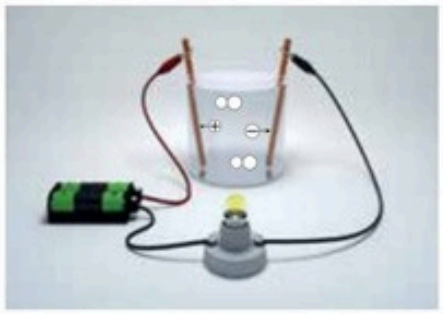
- تتفاعل محاليل الحموض مع القواعد مثل أكاسيد الفلزات (Na_2O, MgO, CaO) و هيدروكسيدات الفلزات فتتكون الأملاح وغالبًا ينتج الملح ويسمى تفاعل التعادل.

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \longrightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

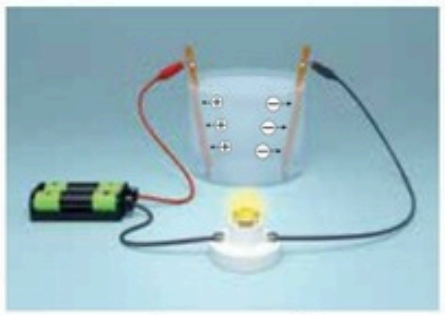
$$2HCl_{(aq)} + MgO_{(s)} \longrightarrow MgCl_{2(aq)} + H_2O_{(l)}$$

- توصف الحموض بأنها قوية أو ضعيفة بناء على درجة تأينها في الماء إلى أيونات موجبة وسالبة فالقوية تتأين كليًا إلى أيونات (سهم واحد) والضعيفة تتأين جزئيًا فيبقى من جزيئات الحمض مع أيوناته في المحلول (سهمين متعاكسان) ونسميه تفاعل منعكس يحدث فيه اتزان ديناميكي.

- محاليلها المائية كهرلية أي قابلة للتوصيل الكهربائي لأنها تتأين في الماء تنتج أيون موجبة وسالبة تعمل على توصيل التيار الكهربائي) التأين إما بشكل كلي في الحموض القوية (كهرلي قوي) أو بشكل جزئي في الحموض الضعيفة (كهرلي ضعيف).



الشكلُ (7.b): توصيلُ محلولِ حمضِ CH_3COOH للتيّارِ الكهربائيّ.



الشكلُ (7.a): توصيلُ محلولِ حمضِ HCl للتيّارِ الكهربائيّ.

جدول أشهر الحموض القوية والضعيفة :

حموض قوية	HCl	HI	HNO3	H2SO4	HClO4	HBr
حموض ضعيفة	حمض ينتهي COOH	CH3COOH	HCN	HCOOH	HF	H3PO4

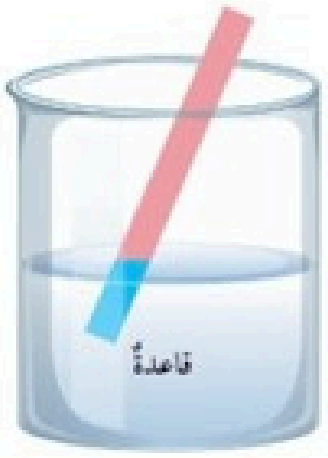
القواعد

سؤال **ما المقصود بالقاعدة؟**

مادة تتأين (تتفكك) في الماء وتنتج أيون الهيدروكسيد (OH) وأيون آخر موجب.

– **الصورة العامة لتفكك القاعدة :** $MOH \xrightarrow{H_2O} M^+ + OH^-$

تذكر : يشير الرمز (aq) إلى المحلول المائي ويعني أن المادة ذائبة في الماء.



الشكلُ (6): تغيُّرُ لونِ ورقِ تباعِ الشمسِ في المحلولِ القاعديِّ.

سؤال **ما هي أهم خصائص القواعد؟**

- لها مذاق مر وملمس زلق كملمس الصابون كاوية حارقة.
- تغير لون ورقة تباع الشمس من الأحمر إلى الأزرق.
- المركبات ذات الخصائص القاعدية تنتج أيون الهيدروكسيد في الماء وهو المسؤل عن الخصائص القاعدية في المحلول.
- قد تحتوي صيغة القاعدة على أيون الهيدروكسيد وقد لا تحتوي مثل أكاسيد الفلزات وأيضًا المركبات التساهمية كالامونيا ومشتقاتها كالامينات.

فإن أكاسيد الفلزات الذائبة في الماء تكون هيدروكسيد الفلز وبدوره يتأين منتجًا أيون الهيدروكسيد.

$$Na_2O_{(s)} + H_2O_{(l)} \longrightarrow 2NaOH_{(aq)}$$

$$NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons NH_4^+{}_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

- تتفاعل القواعد مع أكاسيد اللافلزات فتتكون الأملاح وغالبًا ينتج الماء ويسمى تفاعل التعادل.

$$SO_{2(g)} + 2NaOH_{(aq)} \longrightarrow Na_2SO_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

- توصف القواعد بأنها قوية أو ضعيفة بناء على درجة تأينها في الماء إلى أيونات موجبة وسالبة فالقوية تتأين كليًا إلى أيونات (سهم واحد) والضعيفة تتأين جزئيًا فيبقى من جزيئات القاعدة مع أيوناته في المحلول (سهمين متعاكسان) ونسميه تفاعل منعكس يحدث فيه اتزان ديناميكي.

- محاليلها المائية كهرلية أي قابلة للتوصيل الكهربائي لأنها تتأين في الماء (تنتج أيونات موجبة وسالبة تعمل على توصيل التيار الكهربائي) التأين إما بشكل كلي في القواعد القوية (كهرلي قوي) أو بشكل جزئي في القواعد الضعيفة (كهرلي ضعيف).

توصيل محلول هيدروكسيد الصوديوم للتيار الكهربائي

توصيل محلول الأمونيا للتيار الكهربائي

جدول أشهر القواعد القوية والضعيفة :

قواعد قوية	هيدروكسيد فلز	KOH	LiOH
قواعد ضعيفة	أغلبها نيتروجين و هيدروجين	N_2H_4	CH_3NH_2

الرقم الهيدروجيني (pH)

سؤال **ما المقصود بالرقم الهيدروجيني؟**

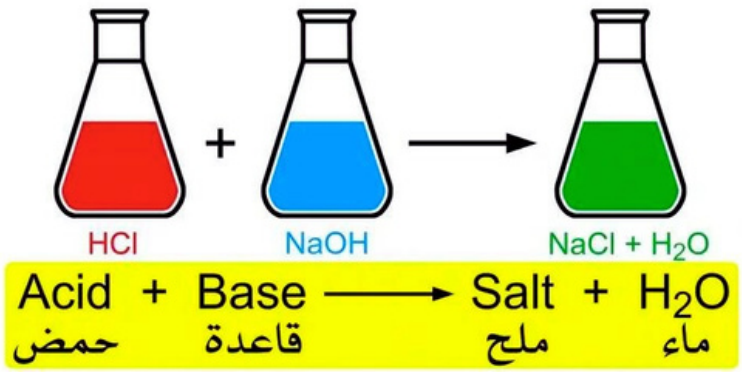
مقياس لقوة الحمض وقوة القاعدة ويرمز له بالرمز (PH).

- المحاليل الحمضية قيمة pH لها أقل من (7).
- الماء محلول متعادل قيمة pH له (7).
- المحاليل القاعدية قيمة pH لها أكبر من (7).

تذكر : pH عكسي مع الحمض و طردي مع القاعدة.

الاملاح

سؤال **ما المقصود بالاملاح؟**



هي مركبات أيونية ناتجة عن تفاعل الحمض مع القاعدة.

- **تقسم الأملاح إلي :**

- **متعادلة :** pH لها (7) وتنتج من تفاعل محاليل حموض قوية وقواعد قوية.
- **حمضية :** pH لها أقل من (7) وتنتج من تفاعل محاليل حموض قوية وقواعد ضعيفة.
- **قاعدية :** pH لها أكبر من (7) وتنتج من تفاعل محاليل حموض ضعيفة وقواعد قوية.

بشكل مختصر التمييز بين القوي والضعيف

الحموض القوية :

- الحموض الهالوجينية : هالوجين (Cl, Br, I) + هيدروجين ما عدا الفلور.
- الحموض الاكسجينية التي يزيد عدد الأكسجين فيها الهيدروجين (2) أو أكثر مثل : (H2SO4, HNO3..) .

الحموض الضعيفة :

- أي حمض كربوكسيلي (RCOOH) فقط يتأين الهيدروجين المرتبط بالاكسجين.
- الحموض التي لا يرتبط فيها الهيدروجين بالاكسجين أو الهالوجين مثل HCN, H2S.
- الحموض الاكسجينية التي عدد الأكسجين فيها يزيد عن الهيدروجين (1) أو يساويه مثل (H2SO3, HNO2,...) .

القواعد القوية :

- القواعد القلوية (المجموعة 1A) مرتبطة بالهيدروكسيد والقلوية الأرضية (مجموعة 2A) مثل (NaOH, Mg(OH) 2).

القواعد الضعيفة :

- أغلبها تساهمية فيها نيتروجين مثل NH3, N2H4.

بشكل مختصر تسمية الأحماض والقواعد

- التسمية بالاعتماد على الطرف السالب عند التأين.
- يلزم الطالب إتقان تسمية الطرف السالب وحفظ أشهر المجموعات الأيونية.

الايون السالب المنتهي (يد) نحولها إلى (يكْ) ونضيف هيدرو قب الاسم :

– **مثال :** HCl الطرف السالب هو أيون الكلوريد، التسمية حمض + الهيدرو + كلور + يكْ

حمض الهيدروكلوريكْ.

الايون السالب المنتهي (يت) نحولها إلى (وز) :

– **مثال :** H_2SO_3 الطرف السالب هو أيون الكبريت، التسمية : حمض + الكبريت + وز

حمض الكبريتوز.

الايون السالب المنتهي (ات) نحولها إلى (يكْ) :

– **مثال :** H_2SO_4 الطرف السالب هو أيون الكبريتات، التسمية : حمض + الكبريت + يكْ

حمض الكبريتيكْ.

تمارين

صنف المواد إلى حموض وقواعد وبين القوة والضعف.

المادة	حمض	قاعدة	قوي	ضعيف
HCl				
CH_3COOH				
$Ca(OH)_2$				
N_2H_4				

أكتب معادلة تفكك كل من الاحماض والقواعد التالية :

- HClO .....
- HBr .....
- LiOH .....
- N2H4 .....

ادرس الجدول التالي ثم أجب عما يليه من اسئلة :

المركب	A	B	C	N	W	D
pH	0	12	7	3	8	AB

- أقوة قاعدة : .....
- ما نوع الملح الذي يمثله (D)؟ .....
- أضعف حمض : .....
- الماء : .....