



تربط الكيمياء الفيزيائية بشكل مباشر بالعمل المخبري، وهي تعنى بالجانب التطبيقي من الكيمياء، حيث تهتم بإنتاج كل من الكهرباء والحرارة من التفاعلات الكيميائية، وسرعة هذه التفاعلات وآلية مضاعفة هذه السرعة ليسنى الاستفادة منها في حياة الإنسان، كما تهتم بالأحماض والقواعد وتطبيقاتها في الحياة العملية وأوجه الاستفادة منها. تنظم الكيمياء الفيزيائية الحقائق العلمية في مجموعة من القوانين التي تدرس من خلالها مقدار الكهرباء والحرارة التي يمكن أن تنتج من تفاعل ما، والسرعة التي تجري لها هذه التفاعلات، الأمر الذي يكسب هذا العلم بعداً مهماً جداً في مجال الصناعات الكيميائية. تشمل هذه الوحدة مجموعة من الفصول تحوي عدداً من المفاهيم الأساسية لأي طالب تسهويه مادة الكيمياء.

الكيمياء الحركية
سرعة التفاعل
العوامل المساعدة
طاقة التنشيط
نظرية التصادم

الكيمياء الحرارية
الوسط المحيط
النظام
الانتالبي (التغير في
المحتوى الحراري)
الانتالبي المولاري
انتالبي التكوين القياسي

الكيمياء الكهربائية
التأكسد
الاختزال
تفاعل التأكسد
والاختزال
عدد التأكسد

الأحماض والقواعد
القوة النسبية
للأحماض والقواعد
عند أرهينيوس
حمض وقاعدة لوري-
برونستد
الحمض المرافق
القاعدة المرافقة
حمض وقاعدة لويس
الرقم الهيدروجيني

الفصل الخامس: الأحماض والقواعد

Acids and Bases

Acids and Bases (1-5): الأحماض والقواعد

تعتبر الأحماض والقواعد من المواد الشائعة التي تجدها حولك في المنزل وفي الصناعة، وحتى في أجسامنا، ولذلك من المهم أن نتعرف على طبيعة هذه المركبات وخصائصها حتى نستطيع التمييز بينها عند التعامل معها سواء في المختبر أو حتى في حياتك اليومية.

توجد الأحماض في الطبيعة بكثرة وبأنواع مختلفة، فبعضها يوجد في الفواكه والألبان وبعضها يوجد في الحشرات والبعض الآخر ينتجه جسم الإنسان خلال العمليات الحيوية أو الأنشطة التي يمارسها كل يوم فمثلا تستخدم الأحماض في هضم الطعام حيث أن العصير المعدي الموجود في المعدة يحتوي على حمض هيدروكلوريك 0.1M. وبالمثل توجد القواعد بكثرة في الطبيعة كذلك الموجودة في سم بعض الحشرات ونستخدمها بكثرة في العديد من المنظفات الصناعية، الصورة المقابلة توضح



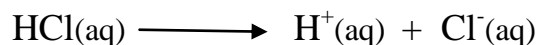
بعض من المركبات التي تحتوي على الأحماض والقواعد بشكل أساسي. أثارت الأحماض والقواعد فضول عدد من العلماء الذين حاولوا دراسة خصائصها وتفاعلاتها مع غيرها من المواد. وقد وضعت عدة نظريات و تعريفات للحمض والقاعدة، وسنستعرض في الصفحات القادمة ثلاث نظريات هي: نظرية أرهينيوس، ونظرية برونستد لوري، ونظرية لويس.

Strong and Weak Acids and Bases (2-5): القوة النسبية للأحماض والقواعد عند أرهينيوس

سأتعلم :

- التمييز بين الأحماض القوية والأحماض الضعيفة.

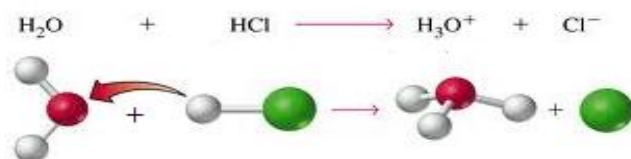
أثارت الأحماض والقواعد بخصائصها وسلوكها واستخداماتها الكثيرة فضول العالم السويدي سفانت أرهينيوس عام 1884م، والذي درسها بشغف ووضع نظرية في ذلك، لقد درست في الصف الثامن تعريف كل من الحمض والقاعدة حسب نظرية أرهينيوس ولعلك تذكر جيدا أن الأحماض تتفكك في الماء لتعطي أيونات الهيدروجين الموجبة (H^+)، كما توضح المعادلة التالية:



في حين أن القواعد تتفكك في الماء لتعطي أيونات الهيدروكسيد (OH⁻) كما يتضح من خلال المعادلة الآتية:



والجدير بالذكر أن أيون الهيدروجين الموجب H⁺ هو عبارة عن بروتون؛ لأنه ناتج من فقد ذرة الهيدروجين لإلكترونها الوحيد. والبروتون لا يوجد منفردًا نظرًا لنصف قطره الصغير وشحنته العالية بل يتحد مع جزيء الماء القطبي ويعطيه شحنته الموجبة مكونًا ما يسمى بأيون الهيدرونيوم أو (الأكسونيوم) حسب المعادلة التالية :



درس أرهينيوس الكثير من خصائص محاليل الأحماض والقواعد، ولا سيما قدرتها على التوصيل الكهربائي، فلاحظ أن توصيلها للتيار الكهربائي يتفاوت من حمض لآخر ومن قاعدة لأخرى. ما السبب في رأيك؟.

تعلم جيدا أن التوصيل الكهربائي للمحاليل يرتبط بوجود الأيونات السالبة والموجبة، فكلما زاد عدد هذه الأيونات في المحلول زادت قدرته على التوصيل والعكس صحيح، ولذلك اعتبر أرهينيوس قدرة الأحماض والقواعد على التفكك وتكوين الأيونات (التأين) مقياسًا على قوة الأحماض والقواعد.

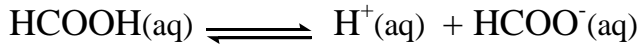
فكلما أنتجت هذه الأحماض والقواعد مزيدا من الأيونات زادت قوتها

الأحماض والقواعد القوية تتفكك كليًا (تتأين كليًا). ولقد وجد أرهينيوس - على سبيل المثال- أن كلاً من حمض الهيدروكلوريك HCl وحمض النيتريك HNO₃ وحمض فوق الكلوريك HClO₄ أحماضاً قوية، تتفكك كليًا في الماء وتوصل محاليلها التيار الكهربائي بشكل جيد. وتكتب معادلات تأينها باستخدام سهم واحد يتجه من اليسار إلى اليمين، كدليل على أنه لم يتبقى شيء من جزيئات الحمض الأصلي، إذ تفككت كلياً منتجة الأيونات والمعادلات التالية توضح ذلك:

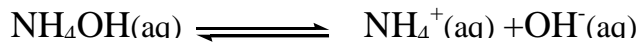
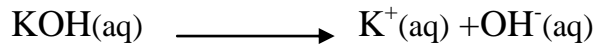
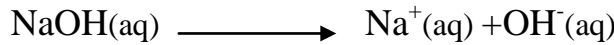


فيما وجد أن كلاً من حمض الهيدروسيانيك HCN وحمض الفورميك (الميثانويك) HCOOH وحمض الأسيتيك (الإيثانويك) CH₃COOH(أحماضاً ضعيفة تنتج عدداً قليلاً من الأيونات وتوصل محاليلها التيار الكهربائي بشكل رديء. وتكتب

معادلات تأينها باستخدام سهمين متعاكسين كدليل على أن الجزيئات لا تتفكك كلها إلى أيونات وإنما يبقى بعضها على شكل جزيئات. الأمثلة التالية توضح بعضاً من هذه الأحماض :



بمعنى آخر تساعدك الأسهم الموجودة في المعادلة لتمييز الحمض القوي من الحمض الضعيف، يمكنك تطبيق نفس المبدأ على القواعد، هل تستطيع تمييز القواعد القوية من القواعد الضعيفة باستخدام المعادلات التالية:



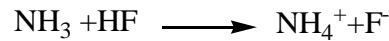
إن كلاً من هيدروكسيد الصوديوم وهيدروكسيد البوتاسيوم يعتبر من القواعد القوية، إذ تتأين بشكل كلي معطية أيونات هيدروكسيد سالبة OH^- وأيونات موجبة، في حين أن بعضاً من جزيئات NH_4OH يتفكك إلى أيونات وبعضها الآخر يبقى كما هو.

3-5): نظرية لوري - برونستد Bronsted and Lowry Theory

سأ تعلم :

- تعريف الحمض حسب نظرية لوري برونستد.
- تعريف القاعدة حسب نظرية لوري برونستد.

لقد اقتصر العالم أرهينيوس في دراسته على الأحماض والقواعد التي تكون مذابة في الماء، وبالتالي لم يستطع تفسير الكثير من التفاعلات، كتفاعل الهيدروفلوريك HF مع الأمونيا NH_3 ، والذي لم يستطع أرهينيوس تحديد أيهما ينتج البروتون H^+ وأيها ينتج الهيدروكسيد OH^- كما في المعادلة التالية:



كما وأشكل عليه تفسير سلوك بعض المواد، مثل الماء H_2O ، الذي وجد أنه في بعض الأحيان يسلك سلوك الأحماض وفي أحيان أخرى يسلك سلوك القواعد.

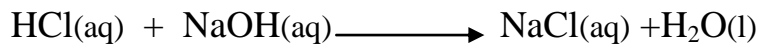


ولقد عكف كلُّ من الكيميائي الدانماركي برونستد والبريطاني لوري كل على حدة ، عام 1923م على حل الاشكالات التي وقع فيها أرهينيوس واستطاعا التوصل إلى مفهوم آخر للأحماض والقواعد أكثر شمولاً من مفهوم أرهينيوس. يوضح الرسم المقابل سلوك كل من الحمض والقاعدة حسب لوري – برونستد:

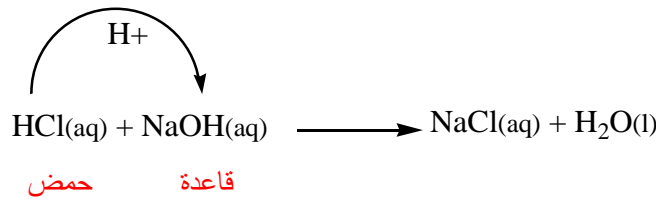
حمض برونستد: هو جزئ أو أيون مانح للبروتون أي يميل لإعطاء بروتون أو أكثر.

قاعدة برونستد: هي جزئ أو أيون مستقبل للبروتون أي تميل لتقبل بروتون أو أكثر.

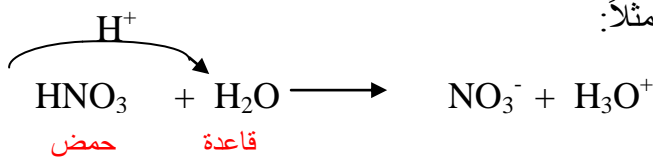
مثال (1): يتفاعل الهيدروكلوريك مع هيدروكسيد الصوديوم لإنتاج الماء والملح حسب المعادلة التالية:



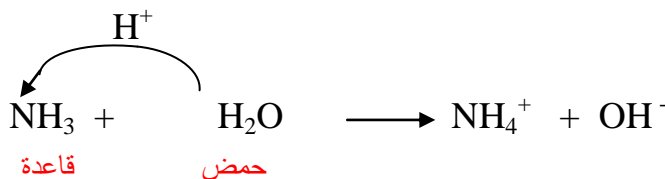
في هذا التفاعل، ينتقل بروتون من جزئ الحمض إلى القاعدة كما في المعادلة أدناه:



ففي هذه الحالة يعتبر جزئ حمض الهيدروكلوريك هو الذي منح البروتون ، فهو حمض حسب تعريف لوري - برونستد ، كما أن أيون الهيدروكسيد في هيدروكسيد الصوديوم هو الذي استقبل هذا البروتون ولهذا فإن أيون الهيدروكسيد يعتبر قاعدة حسب مفهوم لوري - برونستد. ومن هذا التعريف أيضاً فإن عملية تأين الحمض في الماء هي انتقال بروتون ، حيث يغادر البروتون جزئ الحمض إلى الوسط المائي ، ولكن البروتون المجرّد لا يمكن أن يوجد في وسط مائي فيتحد مع جزئ من الماء لتكوين أيون الهيدرونيوم H_3O^+ . ففي تأين حمض النيتريك مثلاً:

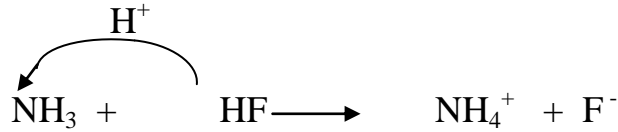


نلاحظ أن الماء يستقبل بروتون من حمض النيتريك وبذلك يعتبر الماء قاعدة حسب مفهوم برونستد ولوري . أما في حالة تفاعل الماء مع الأمونيا



فإن الماء يمنح بروتوناً للأمونيا ، وبذلك يعتبر الماء حمضاً والأمونيا قاعدة ، أي أن الماء يلعب دور الحمض عند تفاعله مع القواعد ، كما يلعب دور القاعدة عند تفاعله مع الأحماض ، أي يسلك سلوكاً متردداً. ومثل الماء هناك العديد من المواد التي

تعرف **بالمواد المترددة (Amphoteric)** ، وتعرف بأنها : " المواد التي يمكنها أن تسلك كحمض عندما تتفاعل مع القاعدة ، كما يمكنها أن تسلك كقاعدة عندما تتفاعل مع الحمض " مثل H_2O و OH^- و HSO_4^- و HPO_4^{2-} .
 لقد امتد مفهوم الحمض والقاعدة عند برونستد ولوري فشمّل تفاعلات كثيرة لا يدخل فيها الماء بالإضافة إلى المحاليل المائية بعد أن كان مفهوم الحمض والقاعدة مرتبطاً بالمحاليل المائية فقط عند أرهينيوس فمثلاً يتفاعل حمض الهيدروفلوريك مع الأمونيا حسب المعادلة التالية :



مثال (2):

في التفاعل التالي، حدد أي المتفاعلين لعب دور الحمض وأيها لعب دور القاعدة حسب لوري – برونستد:



لعلك لاحظت أن البروتون انتقل من حمض HNO_3 إلى قاعدة HSO_4^- كما في المعادلة التالية:



وعليه تعتبر HSO_4^- قاعدة لأنها استقبلت بروتوناً فيما يعتبر HNO_3 حمضاً لأنه فقد بروتوناً.

لعلك لاحظت من التفاعلات السابقة أن تبادل البروتون يحول الحمض إلى قاعدة جديدة كما يحول القاعدة إلى حمض جديد ، وللتمييز بين هذه الأصناف اصطلح على تسمية الحمض بعد فقده للبروتونات باسم (**قاعدة مرافقة (Conjugate Base)**) ، وتسمية القاعدة بعد اكتسابها للبروتونات (**حمضاً مرافقاً (Conjugate Acid)**) كما يتضح من التفاعلات التالية :

حمض	قاعدة	→	قاعدة مرافقة	حمض مرافق
HCl	+ H ₂ O	→	Cl ⁻	+ H ₃ O ⁺
NH ₄ ⁺	+ H ₂ O	⇌	NH ₃	+ H ₃ O ⁺
HNO ₃	+ H ₂ SO ₄	→	NO ₃ ⁻	+ H ₃ SO ₄ ⁺
CH ₃ COOH	+ H ₂ O	⇌	CH ₃ COO ⁻	+ H ₃ O ⁺

خلاصة: ينتج الحمض المرافق من قاعدة وتنتج القاعدة المرافقة من حمض

مثال (3):

حدد القاعدة المرافقة لكل من :



الحل:

نحصل على القاعدة المرافقة بنزع H^+ واحد من الجزيء المعطى، فتتكون القواعد المرافقة للأحماض وهي على التوالي :



مثال (4):

حدد الحمض المرافق لكل من قواعد برونستد الآتية :



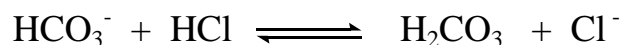
الحل:

نحصل على الحمض المرافق بإضافة بروتون H^+ إلى القاعدة المعطاة، فنحصل على الأحماض المرافقة للقواعد وهي :



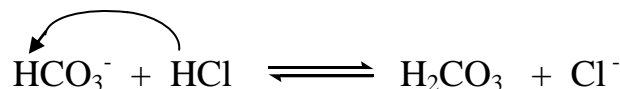
مثال (5):

حدد الحمض والقاعدة والحمض المرافق والقاعدة المرافقة في التفاعل التالي:



الحل:

الحمض هو HCl لأنه قام بمنح وإعطاء البروتون H^+ إلى HCO_3^- والقاعدة هي HCO_3^- لأنها استقبلت البروتون من HCl ، والحمض المرافق هو H_2CO_3 لأنه أكتسب بروتوناً بعد إضافته من الحمض HCl إلى القاعدة HCO_3^- ، والقاعدة المرافقة هي Cl^- لأنها فقدت بروتوناً بعد نزعها من الحمض HCl.



القوة النسبية للأحماض والقواعد عند برونستد-لوري :

تقاس قوة الأحماض عند برونستد-لوري بمدى ميلها لفقد البروتونات، وتقاس قوة القواعد بمدى ميلها لاستقبال البروتونات وبشكل عام يمكن القول بأن:

- * الحمض القوي ينتج قاعدة مرافقة ضعيفة .
- * الحمض الضعيف ينتج قاعدة مرافقة قوية .
- * القاعدة القوية تنتج حمض مرافق ضعيف .
- * القاعدة الضعيفة تنتج حمض مرافق قوي .

(4-5): نظرية لويس Lewis Theory

سأتعلم :

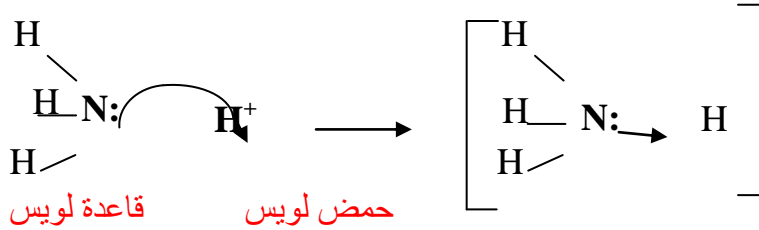
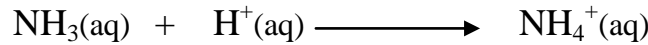
- تعريف الحمض حسب نظرية لويس
- تعريف القاعدة حسب نظرية لويس

حاول لويس أن يضيف موادًا جديدة إلى قائمة الأحماض والقواعد وذلك من خلال توسيع مفهوم كل منهما اعتمادًا تبادل أزواج الإلكترونات، ووفقاً لمفهوم لويس فإن تفاعل حمض - قاعدة يشتمل على تبادل زوج من الإلكترونات من مادة لأخرى.

حمض لويس : هي المادة (جزء أو أيون) التي لها القدرة على استقبال زوج من الإلكترونات لتكوين رابطة تناسقية.

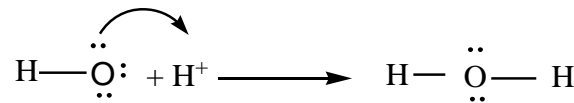
قاعدة لويس : هي المادة (جزء أو أيون) التي لها القدرة على منح زوج من الإلكترونات لتكوين رابطة تناسقية.

والآن دقق النظر في التفاعلات التالية:

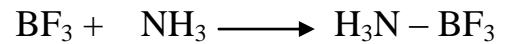
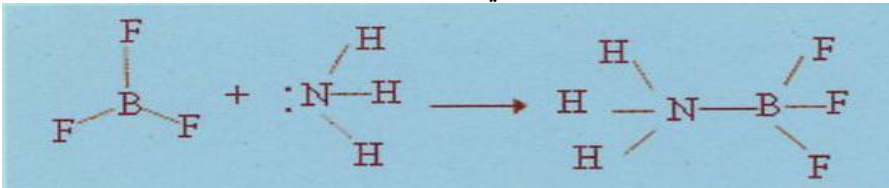


جزء الأمونيا يمنح زوجاً من الإلكترونات الحرة حسب مفهوم لويس وتتكون رابطة تساهمية تناسقية ولذلك يسمى قاعدة لويس، بينما استقبال البروتون H^+ هذه الإلكترونات فيسمى حمض لويس.

كذلك تفاعل الحمض والقاعدة لتكوين جزء الماء H_2O ، حيث أن أيون H^+ يكتسب زوجاً من الإلكترونات الحرة من أيون OH^- لتتكون رابطة تناسقية طبقاً للمعادلة :



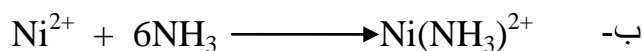
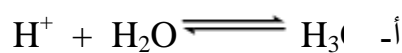
إن مفهوم لويس أوسع وأشمل من مفهوم أرهينيوس ولوري-برونستد فهو يضم أنواعاً كثيرة من التفاعلات التي لا تشمل انتقال بروتونات، وسنكتفي بذكر نوع واحد منها وهو تفاعل ثالث فلوريد البورون BF_3 مع جزء الأمونيا ويعتبر هذا التفاعل نموذجي بالنسبة لنظرية لويس للأحماض والقواعد كما يوضحه التفاعل التالي:



حمض لويس

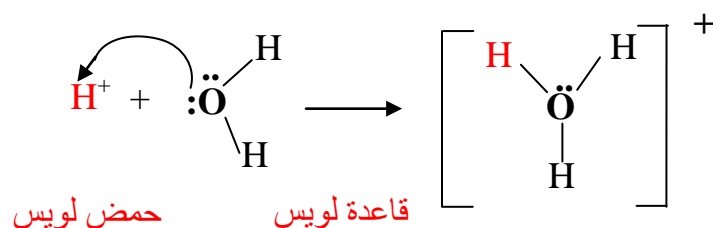
قاعدة لويس

مثال (1): حدد حمض وقاعدة لويس في التفاعلات التالية:

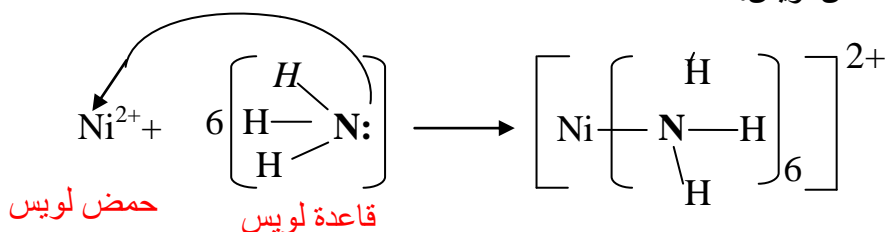


الحل :-

جزء الماء H_2O يمنح زوجًا من الإلكترونات الحرة ولذلك يسمى قاعدة لويس، بينما استقبل البروتون H^+ هذه الإلكترونات فيسمى حمض لويس.



كل جزء NH_3 يمنح زوجًا من الإلكترونات الحرة لأيون النيكل Ni^{2+} ولذلك يسمى قاعدة لويس، بينما استقبل أيون النيكل Ni^{2+} هذه الإلكترونات فيسمى حمض لويس.



القوة النسبية للأحماض والقواعد عند لويس :

تقاس قوة حمض لويس بمدى ميله لاكتساب الإلكترونات، وتقاس قوة قاعدة لويس بمدى ميلها لمنح الإلكترونات.

ويمكن إيجاد الفرق بين النظريات الثلاث في الجدول التالي :

النظرية	تعريف الحمض	تعريف القاعدة
أرهينيوس	مادة تذوب في الماء وتعطي أيونات الهيدروجين الموجبة (البروتون) H^+	مادة تذوب في الماء وتتفكك معطية أيون الهيدروكسيد (OH^-)
برونستد-لوري	مادة تمنح بروتون H^+	مادة تستقبل بروتون H^+
لويس	مادة تستقبل زوجًا من الإلكترونات	مادة تمنح زوجًا من الإلكترونات

جدول مقارنة بين النظريات الثلاث لتعريف الأحماض والقواعد

(5-5): الرقم الهيدروجيني (pH value)

سأتعلم :

- مفهوم الرقم الهيدروجيني.
- حساب الرقم الهيدروجيني.

يعتبر تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$ مقياساً لحموضة المحلول، كما يعتبر تركيز أيون الهيدروكسيد $[OH^-]$ مقياساً لقاعدية المحلول، ولكون هذه التراكيز صغيراً جداً، ولصعوبة التعامل مع أرقام صغيرة بأسس سالبة فإن التعبير عن تركيزها يتم باستخدام الرقم الهيدروجيني (الأس الهيدروجيني) pH أو ما يسمى طريقة اللوغاريتم للتعبير عن درجة حموضة المحاليل فهو يبسط الصورة أكثر.

الرقم الهيدروجيني : هو سالب لوغاريتم الأساس عشرة تركيز أيون الهيدروجين $[H^+]$.

$$\text{pH} = -\log_{10} [H^+]$$

أو $\text{pH} = -\log [H^+]$

$$[H^+][OH^-]=10^{-14}$$
$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

وقد ثبت تجريبياً أن حاصل ضرب $[OH^-][H^+]=10^{-14}$ عند درجة حرارة 25°C .

مثال (1):

احسب الرقم الهيدروجيني pH لمحلول تركيز أيون H^+ فيه يساوي 10^{-8} M .

الحل:

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log 10^{-8} = 8$$

مثال (2):

احسب $[H^+]$ لمحلول رقمه الهيدروجيني pH يساوي 5 .

الحل:

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$-5 = \log [H^+]$$

$$[H^+] = 10^{-5}\text{ M}$$

مثال (3):

احسب pH و [OH⁻] لمحلول حمض HCl تركيزه 10⁻⁴ M .

الحل:

بما أن HCl حمض قوي إذن [HCl]=[H⁺] لأنه يتأين كلياً في الماء.

$$[H^+] = 10^{-4} M \quad \text{إذن}$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log 10^{-4} = 4$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \text{ mol / L}$$

مثال (4):

احسب كلا من [H⁺] و pH للمحلول القاعدي KOH تركيزه 0.05M .

الحل:

بما أن KOH قاعدة قوية إذن [KOH]=[OH⁻] لأنها تتأين كلياً في الماء

$$[OH^-] = 0.05 = 5 \times 10^{-2} M \quad \text{إذن}$$

$$[H^+][OH^-] = 10^{-14}$$

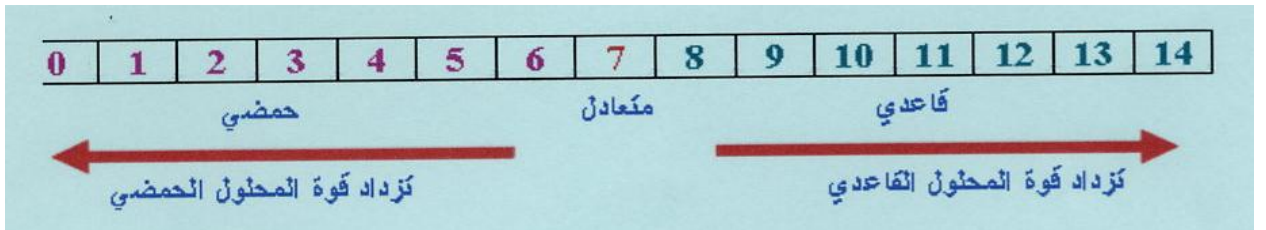
$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{5 \times 10^{-2}} = 0.2 \times 10^{-13} M$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$pH = -\log 0.2 \times 10^{-12} = 12.7$$

مقياس الحموضة pH Scale

الشكل التالي يوضح مقياساً للحموضة ويبين علاقة الرقم الهيدروجيني بطبيعة المحلول :



من المقياس السابق نستطيع أن نتوصل إلى علاقة الرقم الهيدروجيني بكل من [H⁺] ، [OH⁻] في المحلول:

طبيعة المحلول	علاقة $[H^+]$ و $[OH^-]$	$[H^+]$	$[OH^-]$	pH
حمضي	$[OH^-] < [H^+]$	أكبر من 1×10^{-7}	أقل من 1×10^{-7}	أقل من 7
متعادل	$[OH^-] = [H^+]$	يساوي 1×10^{-7}	يساوي 1×10^{-7}	يساوي 7
قاعدي	$[OH^-] > [H^+]$	أقل من 1×10^{-7}	أكبر من 1×10^{-7}	أكبر من 7

مثال :

إذا كان $[H^+]$ في عينة من عصير البرتقال يساوي $4.7 \times 10^{-3} \text{ M}$. احسب قيمة pH موضحًا نوع المحلول (حمضي أو قاعدي أو متعادل) مع توضيح السبب.

الحل:

$$\text{pH} = -\log [H^+]$$

$$\text{pH} = -\log 4,7 \times 10^{-3} = 2.3$$

المحلول حمضي لأن قيمة pH أقل من 7.

أسئلة الفصل الخامس

السؤال الأول:- اختر الإجابة الصحيحة من بين البدائل المعطاة:

1- الصيغة الكيميائية لأضعف الأحماض التالية هي :

HI (أ) HBr (ب) CH₃COOH (ج) HCl (د)

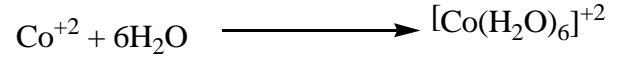
2- حدد الحمض حسب نظرية لوري برونستد من بين المركبات التالية:

NH₄⁺ (أ) CH₃COO⁻ (ب) NH₃ (ج) NaOH (د)

3- الصيغة الكيميائية للحمض المرافق لأيون HPO₄²⁻ هي:

H₂PO₄⁻ (أ) H₃O (ب) PO₄³⁻ (ج) H₃PO₄ (د)

4- في التفاعل التالي، المادة التي تلعب دور قاعدة لويس هي:



H₂O (أ) Co⁺² (ب) [Co(H₂O)₆]⁺² (ج) Co⁺³ (د)

السؤال الثاني :- ادرس الجدول التالي ثم أكمله:

المحلول	تركيز [H ⁺]	الرقم الهيدروجيني pH	التأثير على ورق تباع الشمس الحمراء	التأثير على ورق تباع الشمس الزرقاء	نوع المحلول (حمضي، متعادل، قاعدي)
عصير ليمون	0.01
صابون سائل لغسيل الأواني	10
شامبو	6.5	لا يؤثر عليها	يحولها للون الأحمر
حليب	6
حمض (HCl)	0.1	حمضي
محلول هيدروكسيد الصوديوم (NaOH)	1x10 ⁻¹⁴	قاعدي
محلول بيكربونات الصوديوم (صودا الخبز)	9	يحولها للون الأزرق	لا يؤثر عليها
شاي	5.5
عصير برتقال	3.5
ماء مقطر	7

1. حدد أقوى المحاليل الحمضية والقاعدية من خلال الجدول؟ فسّر.

.....
.....

2. رتب المحاليل التي تم اختبارها تصاعدياً حسب زيادة الرقم الهيدروجيني لها.

.....
.....

الفصل السادس: الكيمياء الكهربائية

Electrochemistry

سأتعلم :

- مفهوم التأكسد.
- مفهوم الاختزال.
- مفهوم العامل المؤكسد.
- مفهوم العامل المختزل.

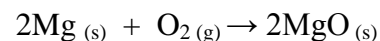
(1-6): التأكسد والاختزال Oxidation and Reduction

تفاعلات التأكسد والاختزال هي إحدى أهم التفاعلات المهمة في الكيمياء. والتي تشمل انتقال الإلكترونات من وإلى إحدى مكونات المواد المتفاعلة، إن انتقال أو تدفق الإلكترونات يدخلنا إلى أحد فروع علم الكيمياء وهو الكيمياء الكهربائية. في هذا الدرس سوف نتطرق إلى المفاهيم الأساسية لتفاعلات الأكسدة والاختزال، وهي تعريف الأكسدة والاختزال والعامل المؤكسد والعامل المختزل.

أولاً: التأكسد:

(1) الاتحاد مع الأكسجين:

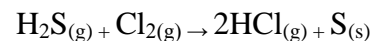
توجد عدة تعريفات لعملية التأكسد، إلا إن أكثرها شيوعاً هي الاتحاد مع الأكسجين، كتفاعل احتراق شريط المغنسيوم والذي تظهره الصورة المقابلة حيث يظهر لمعاً فضي اللون نتيجة لتعرض شريط المغنسيوم لعملية التأكسد. يمكن تمثيل هذه المعادلة على النحو أدناه:



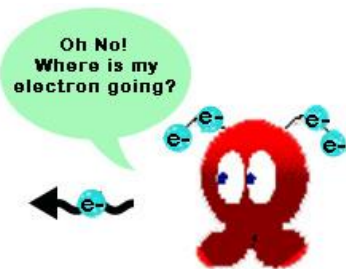
وبالمثل يتفاعل الحديد مع أكسجين الهواء الجوي مكوناً الصدأ كما في الصورة المقابلة

(2) فقد الهيدروجين:

أثناء بعض التفاعلات الكيميائية تفقد بعض المواد المتفاعلة الهيدروجين مما يؤدي إلى تأكسدها كما يحدث لكبريتيد الهيدروجين عندما يتفاعل مع غاز الكلور كما في المعادلة التالية:

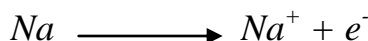


(3) فقد إلكترونات:

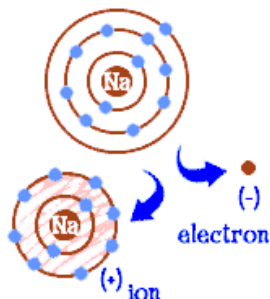


OXIDATION

يحدث التأكسد عندما تفقد ذرة العنصر أو الأيون إحدى إلكتروناتها كما يوضحها الرسم الكاربيكاتيري المقابل. وهو بالضبط ما يحدث عندما تفقد الفلزات (كالبوتاسيوم والصوديوم مثلا) إلكتروناتها لتكوين الأيونات الموجبة. ففي الصورة المقابلة فقدت ذرة الصوديوم الإلكترون من مدارها الأخير لتكون أيون الصوديوم الموجب Na^+ ويعبر عنها بالمعادلات التالية:



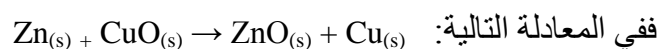
حيث ترمز e^- للإلكترونات التي تحمل إشارة سالبة.



ثانيا: الاختزال:

تعتبر عملية الاختزال هي العملية المعاكسة للتأكسد. وتوجد لها كذلك عدد من التعريفات هي:

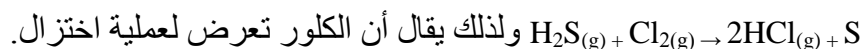
1- فقد الأكسجين :



فقد أكسيد النحاس CuO الأكسجين المرتبط به، لذا يقال أنه تعرض لعملية الاختزال.

2- الاتحاد مع الهيدروجين:

استطاع الكلور في المعادلة التالية نزع الهيدروجين من كبريتيد الهيدروجين،

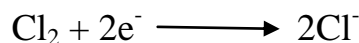


ولذلك يقال أن الكلور تعرض لعملية اختزال.

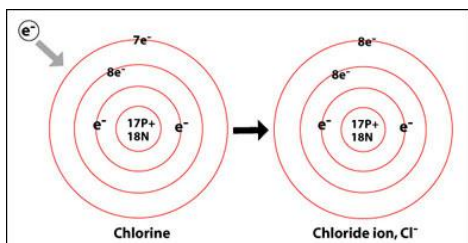
3- اكتساب الإلكترونات:

ويحدث ذلك عندما تكتسب الذرات مزيدا من الإلكترونات متحولة إلى أيونات سالبة،

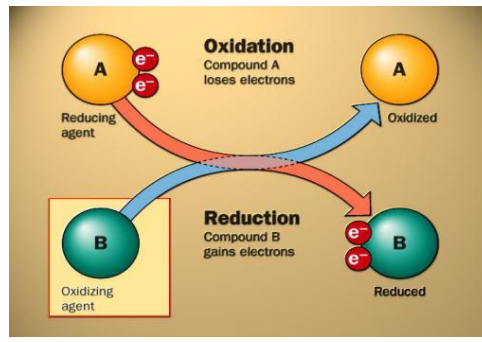
كما يحدث لذرة الكلور في الصورة المقابلة، والتي يعبر عنها بالمعادلة التالية:



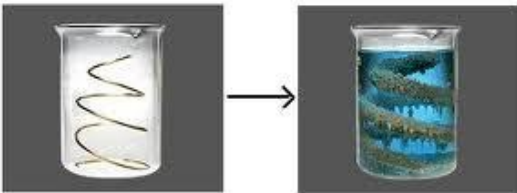
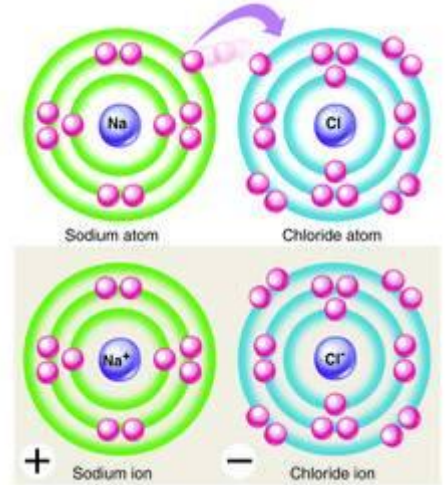
يعمل وجود الرقم 2 عند الكلور إلى وجود الكلور على شكل جزيئات ثنائية الذرة.



ولا تحدث عملية التأكسد بمعزل عن عملية الاختزال، فعندما تفقد ذرة ما إلكتروناتها لا يبقى هذا الإلكترون عائمًا في وسط التفاعل، وإنما سرعان ما تجذبه أحد العناصر الموجودة في التفاعل وبمعنى آخر فإن هاتين العمليتين تحدثان متلازمتان دائمًا. وتسمى معادلة التأكسد "نصف تفاعل التأكسد"، كما تسمى معادلة الاختزال "نصف تفاعل الاختزال". الصورة المقابلة توضح تزامن هاتين العمليتين



وتسمى المادة التي يحدث لها تأكسد (تفقد الإلكترونات) العامل المختزل. وتسمى المادة التي يحدث لها اختزال (تكتسب الإلكترونات) العامل المؤكسد. الصورة أدناه توضح تلازم عمليتي التأكسد والاختزال، إذ تفقد ذرة الصوديوم (العامل المختزل) إلكتروناتها (عملية اختزال) ذرة الكلور (العامل المؤكسد).



مثال (1): قام علي بالتجربة الموضحة في الصورة المقابلة، حيث غمس سلك من النحاس في محلول نترات الفضة، وفي اليوم التالي لاحظ تحول لون المحلول إلى اللون الأزرق وترسب ذرات الفضة على السلك النحاسي. ادرس الشكل جيداً ثم أجب عن الأسئلة التالية:

- 1) اكتب معادلة التفاعل.
- 2) حدد المادة التي تأكسدت والمادة التي اختزلت.
- 3) حدد العامل المؤكسد والعامل المختزل.
- 4) اكتب نصف تفاعل الأكسدة ونصف تفاعل الاختزال.

الحل:

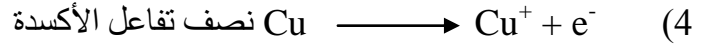
1) يوجد النحاس على شكل سلك أي ذرات، أما نترات الفضة فهو في صورة محلول، وبعد يوم كامل تحولت الفضة إلى ذرات وتحول لون المحلول إلى اللون الأزرق مما يعني أن النحاس تحول إلى أيونات، إذن ستكون معادلة التفاعل على النحو التالي:



(2) تحول النحاس من ذرات إلى أيونات (فقد الكترونات)، إذن تعرض لعملية تأكسد.
أما الفضة تحولت من أيونات إلى ذرات (اكتسبت الكترونات)، إذن تعرضت لعملية اختزال.

(3) المادة التي تأكسدت (Cu) تعتبر عامل مختزل.

أما المادة التي اختزلت (Ag⁺) تعتبر عامل مؤكسد.



مثال (2):

إن تعريض الصور الفوتوغرافية إلى ضوء الشمس يكسبها نوعاً من الإصفرار. إن هذا الإصفرار يعود إلى أحد أنواع تفاعلات الأكسدة والاختزال، إذ تحتوي هذه الصور على بلورات صغيرة من بروميد الفضة وعند تعرضها لضوء الشمس يحدث التفاعل التالي:



في هذا التفاعل حدد:

المادة المؤكسدة والمادة المختزلة.

العامل المؤكسد والعامل المختزل.

نصف تفاعل الأكسدة ونصف تفاعل الاختزال.

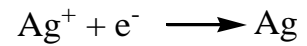
الحل:

1. الفضة عنصر فلزي وفي مركب بروميد الفضة تمثل الأيون الموجب، والذي اكتسب إلكترونات ليتحول إلى ذرات فضة، إذن الفضة مادة مختزلة، أما البروم فهو عنصر لا فلزي ويمثل الأيون السالب في مركب بروميد الفضة، لقد فقد البروم إلكتروناته ليتحول إلى غاز البروم، إذن فهو مادة مؤكسدة.

2. المادة المختزلة (Ag⁺): هي عامل مؤكسد.

أما المادة المؤكسدة (Br⁻): هي عامل مختزل.

3. نصف تفاعل الاختزال :



أما نصف تفاعل الأكسدة:

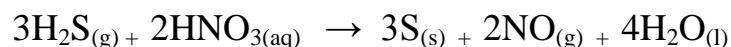


والجدير بالذكر أنه توجد مجموعة من العوامل المؤكسدة والمختزلة الشائعة نختصرها في الجدول التالي:

اسم العامل المؤكسد وصيغته الكيميائية	صيغة الأيون أو العنصر		اسم العامل المختزل وصيغته الكيميائية	صيغة الأيون أو العنصر	
	قبل التفاعل	بعد التفاعل		قبل التفاعل	بعد التفاعل
برمنغنات البوتاسيوم $KMnO_4$	MnO_4^-	Mn^{2+} أو MnO_2	كبريتيد الهيدروجين H_2S	S^{2-}	S
برومات البوتاسيوم $KBrO_3$	BrO_3^-	Br^-	كلوريد القصدير II $SnCl_2$	Sn^{2+}	Sn^{4+}
كرومات البوتاسيوم K_2CrO_4 أو دايكرومات البوتاسيوم $K_2Cr_2O_7$	$Cr_2O_7^{2-}$ أو CrO_4^{2-}	Cr^{3+} أو $Cr(OH)_3$	كبريتيت الصوديوم Na_2SO_3	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}
الهالوجينات Cl_2, Br_2, I_2	I, Br, Cl	I, Br, Cl ⁻	حمض الأوكزاليك $H_2C_2O_4$	$C_2O_4^{2-}$	CO_2
الأكسجين O_2	O	O^{2-}	الهيدروجين H_2	H	H^+
يودات البوتاسيوم KIO_3	IO_3^-	I ⁻	كبريتات الحديد (II) $FeSO_4$	Fe^{2+}	Fe^{3+}

مثال:

حدد الذرات التي تأكسدت والذرات التي اختزلت، وكذلك العامل المؤكسد والعامل المختزل في التفاعل التالي:



الحل:

المادة التي حدث لها تأكسد هي S فقدت إلكترونين، ولذلك العامل المختزل هو H_2S ،
والمادة التي اختزلت هي N اكتسب 3 إلكترونات، ولذلك يعتبر HNO_3 عاملاً مؤكسداً.

Oxidation Number :عدد التأكسد (2-6)

سأتعلم :

- التعرف على عدد التأكسد.
- التعرف على قواعد حساب عدد التأكسد.
- تمييز تفاعلات الأكسدة والاختزال من خلال عدد التأكسد.

كما عرفنا في الدرس السابق أن في تفاعلات الأكسدة والاختزال يحدث فقد واكتساب للإلكترونات. وتتم هذه العملية في الذرات والأيونات في المستوى الأخير الذي توجد به الإلكترونات وتكتسب بموجبه الذرة شحنة تعرف بعدد التأكسد.

عدد التأكسد : هو الشحنة التي تحملها ذرة العنصر الموجود في أي مركب كيميائي.

ولحساب أعداد التأكسد للعناصر تُتبع القواعد التالية:

القاعدة	مثال
مجموع أعداد التأكسد للذرات المكونة لأيون عديد الذرات يساوي شحنة هذا الأيون مقدراً وإشارة.	في الأيون NO_3^- الشحنة الكلية تساوي -1 إذن مجموعة أعداد التأكسد يجب أن تساوي -1 إجمالي أعداد التأكسد لذرات الأكسجين $-6 = 3 \times -2$ إذن رقم تأكسد النيتروجين +5.
عدد التأكسد للذرة في أي عنصر منفرد يساوي صفراً.	عدد تأكسد كل من Fe و N_2 و Ag و C يساوي صفراً.
عدد التأكسد لأيون أحادي الذرة في أي مركب كيميائي يساوي الشحنة الكهربائية التي يحملها (مقدراً وإشارة).	عدد تأكسد أيون الحديد Fe^{3+} هو +3 وأيون Ag^+ هو +1
مجموع أعداد التأكسد للذرات المكونة لجزئ مركب متعادل يساوي صفراً.	مجموع أعداد التأكسد لكل من المركبات التالية: $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{AgNO}_3, \text{Al}(\text{OH})_3$ يساوي صفراً.
عدد التأكسد لكل عنصر من عناصر المجموعات (1,2,3) في مركباته يساوي رقم المجموعة مسبقاً بالإشارة الموجبة.	عدد تأكسد Mg في $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ هو +2, عدد تأكسد Li في LiH يساوي +1.
عدد تأكسد الهيدروجين في جميع مركباته يساوي +1.	يستثنى من ذلك هيدريدات الفلزات مثل $\text{NaH}, \text{LiH}, \text{CaH}_2$ فيكون عدد تأكسد الهيدروجين في كل (-1).
عدد تأكسد الأكسجين في جميع مركباته يساوي -2.	يستثنى من ذلك فوق الأكاسيد مثل فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 , فوق أكسيد البوتاسيوم K_2O_2 فيكون عدد تأكسد الأكسجين فيها -1. وفي فلوريد الأكسجين OF_2 يكون عدد تأكسد الأكسجين +2.
عدد تأكسد الهالوجينات (Cl, Br, I) في مركباتها يساوي -1 أما في مركباتها الأكسجينية فلها أعداد تأكسد موجبة تتراوح بين +1 و +7. ما عدا الفلور في مركباته فهو دائماً -1.	عدد تأكسد الكلور في مركب AlCl_3 يساوي -1 عدد تأكسد البروم في MgBr_2 يساوي -1 عدد تأكسد الكلور في أيون ClO_4^- يساوي +7.

مثال 1 : احسب أعداد التأكسد للذرات المحددة في المركبات والأيونات التالية:



الحل:

بما أن البوتاسيوم يقع في المجموعة الأولى، إذن عدد تأكسده (+1)

عدد تأكسد الأكسجين (-2)

الشحنة الكلية للمركب = صفر

$$\text{إذن: } [3x(+1)] + P + [4x(-2)] = 0$$

$$+3 + P - 8 = 0$$

$$P = +5$$



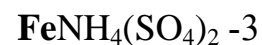
الحل: بما أن : عدد تأكسد الأكسجين (-2)

الشحنة الكلية للمركب = -1

$$\text{إذن : } \text{Mn} + [4x(-2)] = -1$$

$$\text{Mn} - 8 = -1$$

$$\text{Mn} = +7$$



الحل: بما أن: عدد تأكسد مجموعة الكبريتات $\text{SO}_4^{2-} = -2$

عدد تأكسد مجموعة الأمونيا $\text{NH}_4^+ = +1$

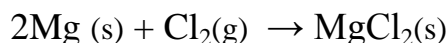
الشحنة الكلية للمركب = صفر

$$\text{إذن: } \text{Fe} + [1x(+1)] + [2x(-2)] = 0$$

$$\text{Fe} + 1 - 4 = 0$$

$$\text{Fe} = +3$$

إن أي تفاعل أكسدة واختزال لا بد أن يتضمن تغيراً في أرقام التأكسد لعنصرين على الأقل، وإلا فإن التفاعل لا يعتبر تفاعل أكسدة واختزال. يصاحب عملية التأكسد زيادة في عدد التأكسد، فيما يصاحب عملية الاختزال نقص في عدد التأكسد، ولتوضيح المفهوم أكثر دعنا ندرس تفاعل الماغنسيوم مع غاز الكلور ونلاحظ ما حدث بالضبط :



تعلمنا في الدرس السابق إن الماغنسيوم فقد إلكترونين أي حدثت له أكسدة أدت إلى زيادة عدد التأكسد بمعدل (2)، إذ تحول من Mg وعدد تأكسده (صفر) إلى Mg^{2+} وعدد تأكسده (+2).

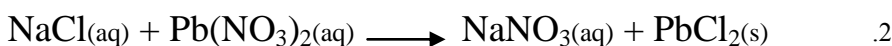
أما الكلور اكتسب إلكترونًا أي حدثت له عملية اختزال أدت إلى نقص في عدد التأكسد بمعدل (1)، إذ تحول من Cl_2 و عدد تأكسده (صفر) إلى Cl^- و عدد تأكسده (-1).

ويمكنك توضيح ذلك بمثال آخر، لاحظ ما يحدث في التفاعل التالي:



وعليه فإن الحديد حدث له عملية اختزال (نقص في عدد التأكسد من +3 إلى صفر) وحدثت عملية أكسدة للكربون (زيادة في عدد التأكسد من +2 إلى +4).

مثال 3: في التفاعلات التالية، حدد ما إذا كانت تفاعلات تأكسد واختزال.



الحل: يعتبر التفاعل تفاعل أكسدة واختزال إذا صاحبه تغير في أعداد التأكسد، وعليه يمكننا تحديد تفاعل التأكسد والاختزال بتتبع أعداد التأكسد:



النترات (NO_3^-) مجموعة ذرية لم يطرأ عليها أي تغير أما النحاس تغير من Cu و عدد تأكسده (0) إلى Cu^+ و عدد تأكسده (+1) أي زاد عدد تأكسده (حدثت له عملية تأكسد). أما الفضة فقد تغير عدد تأكسدها من Ag^+ و عدد تأكسدها (+1) إلى Ag و عدد تأكسدها (0) أي نقص عدد تأكسدها (حدثت لها عملية اختزال). إذن هذا التفاعل يعتبر تفاعل أكسدة واختزال.



النترات (NO_3^-) مجموعة ذرية لم يطرأ عليها أي تغير.

عدد تأكسد الصوديوم (Na^+) قبل التفاعل (+1) و بعد التفاعل (+1).

عدد تأكسد الرصاص (Pb^{+2}) قبل التفاعل (+2) و بعد التفاعل (+2).

عدد تأكسد الكلور (Cl^-) قبل التفاعل (-1) و بعد التفاعل (-1).

لم تتغير أعداد تأكسد أي من المواد المتفاعلة وعليه لا يعتبر التفاعل تفاعل أكسدة واختزال.

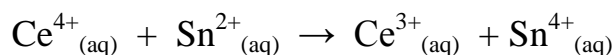
Balancing Redox Equations (3-6): موازنة معادلات الأكسدة والاختزال

سأتعلم :

- وزن معادلات الأكسدة والاختزال بطريقة التفاعلات النصفية في الوسط الحمضي أو الوسط القاعدي.

معلوم أن المعادلة الكيميائية تعبر عن وصف مختصر للتفاعل الكيميائي لذا ينبغي أن تكون موزونة. وهناك أكثر من طريقة لموازنة معادلات تفاعلات الأكسدة والاختزال، وسنكتفي هنا بأكثرها شيوعاً و استخداماً وهي المعروفة بطريقة التفاعلات النصفية وتعرف أيضاً بطريقة الأيون- إلكترون الجزئية.

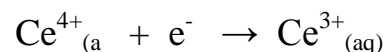
ولتوضيح ماذا يقصد بنصف التفاعل، لنأخذ تفاعل السيريوم (IV) مع القصدير (II):



هذا التفاعل يمكن أن يفصل لنصفين أحدهما للمادة التي تأكسدت :



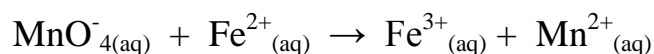
والنصف الآخر الذي يشمل المادة التي اختزلت:



لوزن هذه المعادلة بطريقة نصف التفاعل يجب أن نحدد الوسط الذي توزن خلاله، وفي الأسطر القادمة سنوضح وزن المعادلة النصفية في الوسط الحمضي والقاعدي.

في الوسط الحمضي

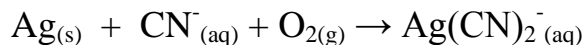
مثال : زن المعادلة التالية بطريقة التفاعلات النصفية:



تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل. بمعرفة العناصر التي حدث لها أكسدة و اختزال.	Mn حدث له اختزال (نقص عدد التأكسد من +7 إلى +2). Fe حدث له أكسدة (زاد عدد التأكسد من +2 إلى +3) وبالتالي MnO_4^{-} عامل مؤكسد و Fe^{2+} عامل مختزل.
كتابة نصفي التفاعل للأكسدة والاختزال مع وزن الذرات التي تأكسدت و اختزلت.	اختزال $\text{MnO}_4^{-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)}$ أكسدة $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}^{3+}_{(aq)}$
موازنة الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف المنقوص أكسجين. وموازنة الهيدروجين بإضافة الكاتيونات H^{+} إلى الطرف المنقوص هيدروجين.	$\text{MnO}_4^{-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 8\text{H}^{+}_{(aq)}$ $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}^{3+}_{(aq)}$
موازنة المعادلات النصفية كهربائياً وذلك بإضافة إلكترونات إلى أحد طرفيها بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات الكهربائية متساوياً في الطرفين.	$\text{MnO}_4^{-} + 5e^{-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 8\text{H}^{+}_{(aq)}$ $\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^{-}$
توحيد عدد الإلكترونات في المعادلتين النصفيتين. (يضرب كل معادلة بأمثال الإلكترونات في المعادلة الأخرى)	نضرب المعادلة الأولى في 1 والمعادلة الثانية في 5 $\text{MnO}_4^{-} + 5e^{-} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 8\text{H}^{+}_{(aq)}$ $5\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow 5\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 5e^{-}$
جمع المعادلتين النصفيتين طرفاً إلى طرف للحصول على المعادلة الكلية الموزونة مادياً وكهربائياً	$\text{MnO}_4^{-} + 5\text{Fe}^{2+}_{(aq)} \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(l)} + 8\text{H}^{+}_{(aq)} + 5\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$

مثال : زن المعادلة التالية بطريقة التفاعلات النصفية في الوسط القاعدي :

تحديد العامل المؤكسد والعامل المختزل. بمعرفة المواد التي حدث لها أكسدة أو اختزال.	Ag حدث له أكسدة (زاد عدد التأكسد من 0 إلى +1) CN ⁻ لم يحدث له أي تغير , وعليه فإن O ₂ حدث له اختزال.
كتابة نصفي التفاعل للأكسدة والاختزال مع وزن الذرات التي تأكسدت واختزلت، وإضافة جزيء الماء الى الطرف الأيمن في نصف تفاعل الاختزال.	Ag _(s) + 2CN ⁻ _(aq) → Ag(CN) ₂ ⁻ _(aq) (أكسدة) H ₂ O _(l) O ₂ (g) → (اختزال)
موازنة الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف المنقوص أكسجين، وموازنة الهيدروجين بإضافة الكاتيونات H ⁺ إلى الطرف المنقوص هيدروجين.	Ag _(s) + 2CN ⁻ _(aq) → Ag(CN) ₂ ⁻ _(aq) O ₂ (g) + 4H ⁺ _(aq) → 2H ₂ O _(l)
إضافة أنيونات OH ⁻ إلى طرفي المعادلة الحاوية على كاتيونات H ⁺	Ag _(s) + 2CN ⁻ _(aq) → Ag(CN) ₂ ⁻ _(aq) O ₂ (g) + 4H ⁺ + 4OH ⁻ → 4H ₂ O _(l) + 4OH ⁻
موازنة المعادلة النصفية كهربائياً، وذلك بإضافة إلكترونات إلى أحد طرفيها.	Ag _(s) + 2CN ⁻ _(aq) → Ag(CN) ₂ ⁻ _(aq) + e ⁻ O ₂ (g) + 4H ₂ O _(l) + 4e ⁻ → 2H ₂ O _(l) + 4OH ⁻ _(aq)
توحيد عدد الإلكترونات في المعادلتين النصفيتين بضرب كل معادلة بأمثال الإلكترونات في المعادلة الأخرى.	4Ag _(s) + 8 CN ⁻ _(aq) → 4Ag(CN) ₂ ⁻ _(aq) + 4e ⁻ O ₂ (g) + 4H ₂ O _(l) + 4e ⁻ → 2H ₂ O _(l) + 4OH ⁻ _(aq)
جمع المعادلتين النصفيتين طرفاً إلى طرف للحصول على المعادلة الكلية الموزونة مادياً وكهربائياً.	4Ag _(s) + 8 CN ⁻ _(aq) + O ₂ (g) + 2H ₂ O _(l) → 4Ag(CN) ₂ ⁻ _(aq) + 4OH ⁻ _(aq)



من خلال المثال السابق يتضح بأنه لوزن المعادلة في الوسط القاعدي يتبع نفس الخطوات في الوسط الحمضي حتى الخطوة رقم 3 , وأما الخطوة الرابعة في الوسط القاعدي فنتم إضافة أنيونات الهيدروكسيل OH⁻ إلى طرفي المعادلة النصفية الحاوية على كاتيونات الهيدروجين H⁺, على أن يتساوى عدد OH⁻ المضافة إلى كاتيونات H⁺ لتعادلها وتحولها إلى جزيئات ماء.

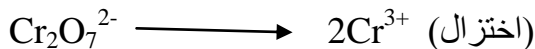
ومن خلال المثالين القادمين ستصبح الصورة أكثر وضوحاً:

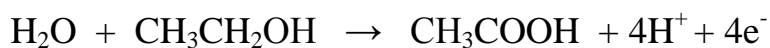
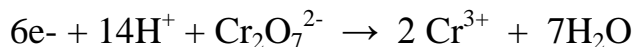
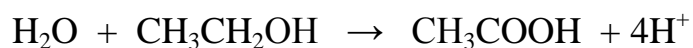
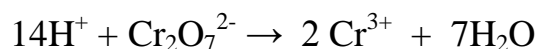
أ- زن المعادلة التالية بطريقة التفاعلات النصفية في الوسط الحمضي:



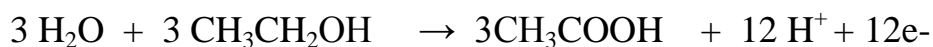
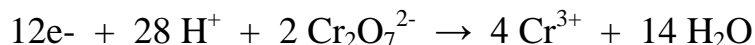
Cr حدث له اختزال (نقص عدد التأكسد من +6 إلى +3)

C حدث له أكسدة (زاد عدد التأكسد من -2 إلى صفر)





نضرب المعادلة الأولى في 2 والثانية في 3



نجمع المعادلتين

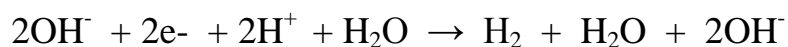
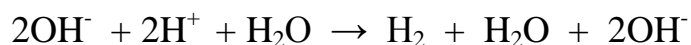
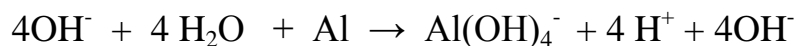
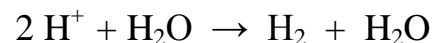
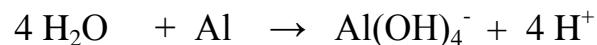
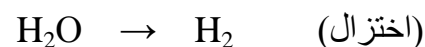


ب- زن المعادلة التالية بطريقة التفاعلات النصفية في الوسط القاعدي:

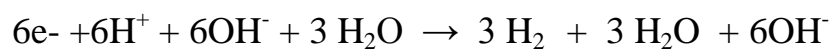
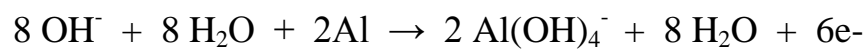


Al حدث له أكسدة (زاد عدد التأكسد من صفر إلى +3)

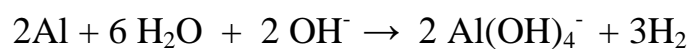
H حدث له اختزال (نقص عدد التأكسد من +1 إلى صفر)



نضرب المعادلة الأولى في 2 والثانية في 3



نجمع المعادلتين



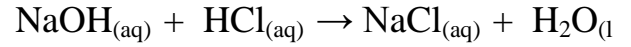
أسئلة الفصل السادس

السؤال الأول: اختر الإجابة الصحيحة من بين البدائل المعطاة:

1- رقم التاكسد لعنصر N في أيون NO_3^- هو :

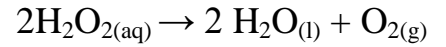
أ- +2 ب- +3 ج- +4 د- +5

2- العنصر الذي حدثت له عملية أكسدة في المعادلة التالية هو:



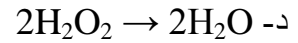
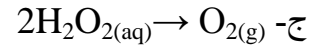
أ- Na ب- Cl ج- OH د- لم يحدث تأكسد

3- معادلة نصف تفاعل الأكسدة في التفاعل التالي هو:



أ- ليس تفاعل أكسدة واختزال

ب- حدث اختزال فقط



4- العامل المؤكسد في التفاعل التالي هو

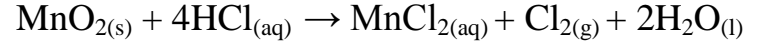
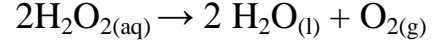
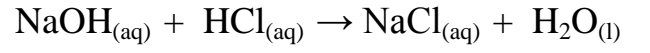


أ- MnO_2 ب- HCl ج- MnCl_2 د- H_2O

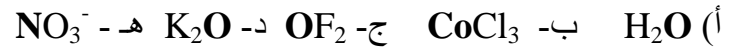
5- عدد الإلكترونات المفقودة عند أكسدة I^- إلى IO_3^- هو :

أ- صفر ب- 7 ج- 6 د- 5

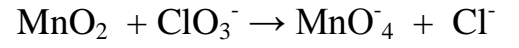
السؤال الثاني: حدد ما إذا كانت التفاعلات الآتية تفاعلات أكسدة واختزال ووضح السبب.



السؤال الثالث: حدد رقم التأكسد للعناصر في المواد التالية:



السؤال الرابع: زن المعادلة التالية في الوسط القاعدي :



الفصل السابع: الكيمياء الحرارية

Thermochemistry

(1-7): النظام والوسط المحيط: System and Surrounding

سأتعلم :

- مفهوم النظام.
- مفهوم الوسط المحيط.

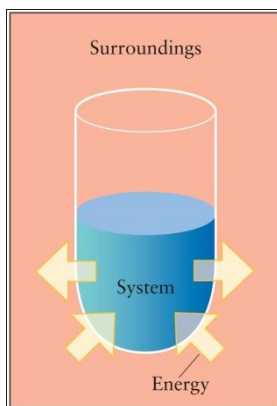
هناك عمليات كثيرة تنتج عنها حرارة، مثل احتراق الخشب وحك اليدين ببعضهما البعض. وفي المقابل هناك عمليات أخرى تحتاج لامتصاص حرارة لحدوثها، كغليان الماء وانصهار الجليد. ويطلق على ذلك الفرع من الكيمياء الذي يتعلق بالتغيرات الحرارية التي تصحب التفاعلات الكيميائية مصطلح الكيمياء الحرارية. ومن الجدير بالذكر أن الكيمياء الحرارية مرتبطة بشكل مباشر بالديناميكا الحرارية، والتي تنص أحد قوانينها أن الطاقة لا تفنى وإنما تتحول من صورة لأخرى بين النظام والوسط المحيط، في هذا الدرس سنتعرف على مفهوم النظام والوسط، وانتقال الطاقة بينهما.

تقسم الديناميكا الحرارية الكون إلى قسمين أساسيين هما النظام والوسط المحيط، وتطبيق ذلك على الكيمياء الحرارية فإن المواد الكيميائية التي تدخل في تفاعل ما تعرف بالنظام وكل ما يحيط بهذه المواد (ماء، وعاء التفاعل، المختبر) يعرف بالوسط المحيط. يحدث تبادل مستمر للطاقة بين كل من الوسط والمحيط بل وفي بعض الأحيان يتم تبادل المواد كذلك (كأن يدخل الأكسجين في النظام أو تتصاعد غازات إلى الوسط). وتهتم الكيمياء الحرارية أساساً بدراسة انتقال (سريان) الحرارة من النظام إلى الوسط المحيط به أو من الوسط المحيط إلى النظام، كما توضحه الصورة المقابلة:

(2-7): المحتوى الحراري: Enthalpy

سأتعلم :

- مفهوم المحتوى الحراري. (الانثاليبي) ..



عندما تشتري نوعاً من الوقود كالبنزين مثلاً، فإنك في الحقيقة تشتري طاقة كيميائية كامنة في الروابط الكيميائية لمركب البنزين وبالمثل نجد أن كل مادة كيميائية نقية (عنصر أم مركب) تحتوي على مقدار من الحرارة (H) تختزنها في روابطها، تعرف بالمحتوى الحراري، وهو مقدار الحرارة المخزنة في الروابط الكيميائية. وهي خاصية مميزة لكل مادة، إذ أن لكل مادة محتوى حراري خاص بها.

فمثلا يحتوي جزيء الهيدروجين على مقدار من الحرارة تعادل 436kJ ويحتوي جزيء الأكسجين على حرارة مقدارها 496kJ. وعندما تتفاعل هذه المواد مع بعضها البعض تحدث سلسلة من التغيرات في محتوياتها الحرارية. تحدث معظم هذه التغيرات والتفاعلات - بدءا من التفاعلات في كأس مكشوفة وتكوين الثلوج في البحيرات والتفاعلات التي تحدث في أجسام الكائنات الحية - تحت ضغط جوي ثابت لذلك يطلق على الحرارة المنطلقة أو الممتصة أثناء التفاعل تحت ضغط جوي ثابت مصطلح **الانثاليبي (enthalpy)** ويرمز لها بالرمز $H\Delta$. وعليه فقد يصاحب هذا التغير في المحتوى الحراري، انطلاق جزء من الحرارة إلى الوسط المحيط، وبالعكس قد يدخل مزيدا من الحرارة إلى النظام؛ وللتمييز بينهما فإن الكيميائيين قد اصطالحوا على إعطاء الانثاليبي إشارة موجبة إذا كانت الحرارة ممتصة (من الوسط إلى النظام) في حين يعطى إشارة سالبة إذا كانت الحرارة منطلقة (من النظام إلى الوسط). ونظرا لأن جميع التفاعلات التي تدرس في هذه المذكرة تتم تحت ضغط ثابت، فإننا سوف نستخدم كلا المصطلحين (المحتوى الحراري والانثاليبي) للتعبير عن الشيء ذاته.

أولا : قياس التغيرات الحرارية:

إن التعامل مع الحرارة يكتسب قدرًا من الحساسية، ذلك أن الحرارة بحد ذاتها لا يمكن الكشف عنها بالحواس أو بالأجهزة ولكن يمكن فقط إدراك التغيرات التي تحدث بتأثير الحرارة وأحد هذه التأثيرات هي رفع درجة حرارة الأجسام. ويعتبر قياس درجة الحرارة ومن ثم كمية الحرارة هي الطريقة الصحيحة والدقيقة لقياس مقدار التغير في المحتوى الحراري (الانثاليبي) لأي تفاعل كيميائي. ولضمان دقة النتائج المرغوب فيها لا بد أن تجري عملية القياس في وعاء معزول عزلاً تاماً. وهذا الجهاز المعزول الذي يستخدم لقياس الحرارة المنطلقة أو الممتصة في التفاعلات الكيميائية يعرف بالمسعر الحراري. وفيه تمزج المواد المتفاعلة مع بعضها البعض ويتم تتبع التغير في درجة الحرارة من خلال التيرموميتر.



يتكون المسعر من صندوق معزول مملوء بالماء يوضع به وعاء التفاعل، بالإضافة إلى ثرمومتر وساق تحريك. يقيس التيرموميتر التغير في درجة حرارة الماء. وبما أن المسعر مصنوع من مادة عازلة فإن المسبب الوحيد لأي تغير في درجة حرارة الماء هو التفاعل. أن ينتج التفاعل حرارة تؤدي إلى رفع درجة حرارة الماء وإما أن يسحب حرارة من الماء تؤدي إلى خفض درجة حرارته. تعتبر الأكواب المصنوعة من مادة الفوم ممتازة للحرارة وذلك لأنها لا تسمح بانتقال الحرارة للخارج أو الداخل، وعلى ذلك يمكن استخدامها كنموذج بسيط للمسعات كما توضحه الصورة المقابلة.

إن كل من كتلة الماء ومقدار التغير في درجة الحرارة تستخدم لحساب كمية الحرارة وذلك بتطبيق القانون التالي:

$$q = mc\Delta T$$

حيث ترمز:

J: كمية الحرارة ووحدتها

m: g كتلة الماء ووحدته

ΔT : °C التغير في درجة الحرارة ووحدتها

C: السعة الحرارية النوعية ووحدتها J/g°C

(لقد تعرفت على مفهوم السعة الحرارية النوعية في الصف العاشر)

مثال (1):

أذاب أحمد 4.0g من مادة نترات الأمونيوم (NH₄NO₃) في 100ml من الماء، فوجد أن درجة الحرارة انخفضت بمقدار 3°C. احسب كمية الحرارة المصاحبة لعملية الذوبان.

الحل:

عند حساب كمية الحرارة ضع في الاعتبار:
إذا حدث التفاعل في محلول مائي، فإن الكتلة المستخدمة في تطبيق القانون هي كتلة الماء وليس كتلة المادة المذابة.
درجة الحرارة المقاسة هي درجة حرارة الوسط المحيط وليس النظام.

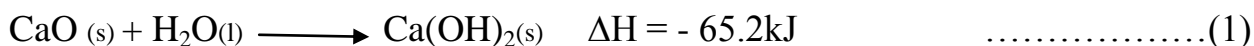
$$\begin{aligned}m(\text{H}_2\text{O}) &= V(\text{H}_2\text{O}) = 100\text{g} \\ C &= 4.18\text{J/g}^\circ\text{C} \\ \Delta T &= 3^\circ\text{C} \\ q &= mc\Delta T \\ &= 100\text{g} \times 4.18\text{J/g}^\circ\text{C} \times 3^\circ\text{C} = 1254\text{J}\end{aligned}$$

(3-8): قياس التغيرات الحرارية والتعبير عنها: Expressing and Measuring Heat Change

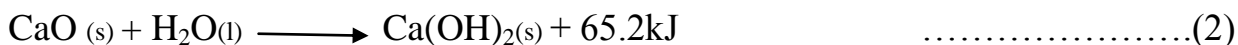
لعلك لاحظت أن الحرارة أو الطاقة انتقلت من الوسط المحيط (الماء) إلى النظام (نترات الأمونيوم)، مما أدى إلى انخفاض درجة الحرارة المقاسة، ولذلك تسمى هذه العملية (عملية الذوبان) بالعملية الماصة للحرارة (لاحظ أن قيمة q موجبة). أما إذا كانت العملية طاردة للحرارة فإن قيمة q تكون سالبة. ولأن كمية الحرارة تعبر عن التغير في المحتوى الحراري فإننا نستخدمهما (أي $q, \Delta H$) بشكل متبادل في هذه المذكرة للتعبير عن الشيء ذاته.

ثانياً: التعبير عن التغير في المحتويات الحرارية:

عندما يخلط عمال البناء الإسمنت لعمل الخرسانة، يصبح المخلوط دافئاً، إن ذلك يعود إلى تفاعل أكسيد الكالسيوم الموجود في الإسمنت مع الماء لتكوين هيدروكسيد الكالسيوم. وعند تفاعل مول واحد من أكسيد الكالسيوم (CaO) مع مول واحد من الماء (H₂O) تنطلق كمية من الحرارة مقدارها 65.2kJ. ويمكن توضيح ذلك بمعادلة كيميائية تتضمن التغير الحراري كنتاج للتفاعل ويعبر عنه بالتفاعل التالي:



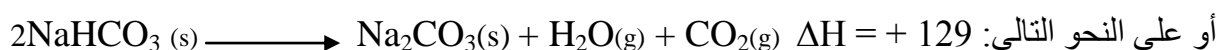
ويمكنك التعامل مع التغير في المحتوى الحراري باعتباره مادة متفاعلة أو ناتجة من التفاعل الكيميائي، والمعادلة التي تتضمن التغير في المحتوى الحراري تعرف بالمعادلة الكيميائية الحرارية، وتكتب على النحو التالي:



إن كلاً من (1)، (2) تعتبر طرقاً للتعبير عن المعادلة الكيميائية الحرارية.

مثال (2): تتفكك صودا الخبز (بيكربونات الصوديوم NaHCO_3) عند تسخينها لتكون نافعة ومفيدة في الخبز معطية كربونات الصوديوم وبخار الماء وغاز ثاني أكسيد الكربون اللذان يسببان انتفاخ الخبز. يحتاج مولان من صودا الخبز إلى حرارة مقدارها 129kJ. اكتب المعادلة الكيميائية الحرارية التي تحدث في الخبز.

الحل: بما أن صودا الخبز يتم تسخينها لكي تتفكك، إذن التفاعل يعتبر ماصاً للحرارة وتعتبر أحد المتفاعلات وعليه يمكن أن تكتب المعادلة على النحو التالي:



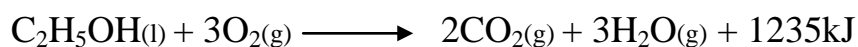
تكتسب المعادلات الكيميائية الحرارية أهمية بالغة في مجال الكيمياء الحرارية وذلك لمجموعة من المميزات التي تتمتع بها: تتأثر بشكل مباشر بالحالة الفيزيائية للمواد المتفاعلة والنتيجة من التفاعل، إذ أن ذلك يؤثر بشكل تلقائي على قيمة الانثالبي، وليبان ذلك دعنا نقارن بين المعادلتين التاليتين:



وعلى الرغم من التشابه الكبير بين المعادلتين (1)، (2)، إلا أن الاختلاف في الحالة الفيزيائية للماء أدى إلى اختلاف قيمة ΔH بما مقداره 44kJ. لاحظ أنه يمكن استخدام الكسور في كتابة هذه المعادلات، كما في (1)، (2).

وجود رمز ΔH يدل بشكل مباشر على أن التفاعل تم في ظروف قياسية من الضغط ودرجة الحرارة، و يقصد بالظروف القياسية هي الظروف التي تكون فيها درجة الحرارة 25°C والضغط الجوي 1 atm تتشابه كثيراً مع الحسابات الكيميائية المرتبطة بالمعادلة الكيميائية الموزونة، فإذا كان يلزم 129kJ من الحرارة لتفكيك 2mol من صودا الخبز، فإن تفكيك 4mol يلزم مضاعفة الحرارة لتكون 258kJ.

مثال (3): يستخدم الغاز بكثرة كبديل عن البنزين، ويحتوي وقود الكحول الغازي على الإيثانول $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ وعند احتراقه يتفاعل مع الأكسجين ليتكون بخار الماء وغاز ثاني أكسيد الكربون، كما في المعادلة التالية:



احسب كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق 12.5g من الإيثانول.

الحل: عندما يتفاعل 1mol من الإيثانول تنطلق حرارة مقدارها 1235kJ، لمعرفة الحرارة المنطلقة من احتراق 12.5g يلزم تحويلها إلى أيونات أولاً باستخدام قانون الكتلة المولية:

$$n = m/Mr$$

$$46g/mol = (2 \times 12) + (6 \times 1) + 16 = C_2H_5OH \text{ الكتللة المولية للإيثانول}$$

$$n = 12.5/46 = 0.271 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol} \longrightarrow 1235 \text{ kJ}$$

$$0.271 \text{ mol} \longrightarrow x$$

$$1235 \times 0.271 = 335.6 \text{ kJ} = x \text{ = كمية الحرارة المنطلقة}$$

مثال (4): لتفكيك 100g من كربونات الكالسيوم إلى أكسيد الكالسيوم وثاني أكسيد الكربون يلزم حرارة مقدارها 178kJ. اكتب

معادلة التفاعل متضمنة قيمة التغير في المحتوى الحراري ΔH .

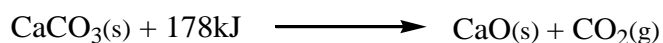
الحل:

بما إن قيمة ΔH حساسة جدًا لكمية المادة المتفاعلة فلا بد من تحديد عدد المولات المتفاعلة:

$$n = m/Mr$$

$$Mr (CaCO_3) = \{40 + 12 + (3 \times 16)\} = 100g/mol$$

$$N = 100/100 = 1 \text{ mol}$$

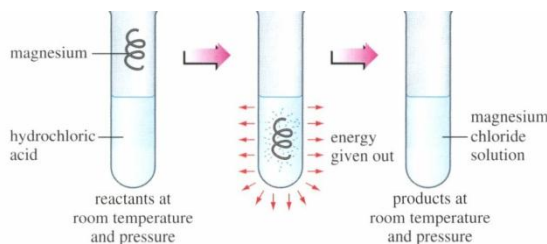


Exothermic and Endothermic Reaction: (4-7) التفاعلات الطاردة للحرارة والتفاعلات الماصة للحرارة:

سأتعلم:

- التفاعل الماص للحرارة.
- التفاعل الطارد للحرارة.

لدى علي أنبوبة اختبار تحوي حمض الهيدروكلوريك، ما إن وضع فيها شريط من الماغنسيوم حتى صرخ مستنجدًا من حرارة الأنبوب، لقد تفاعلت المواد الكيميائية (النظام) مع بعضها البعض وأطلقت حرارة للماء ولإناء التفاعل (الوسط المحيط)، هذا النوع من التفاعل يطلق عليه تفاعل طارد للحرارة وفيه تنطلق الحرارة من النظام إلى الوسط المحيط ويكون مصحوبا بارتفاع في درجة حرارة إناء التفاعل، يوضح الشكل أدناه هذا التفاعل.

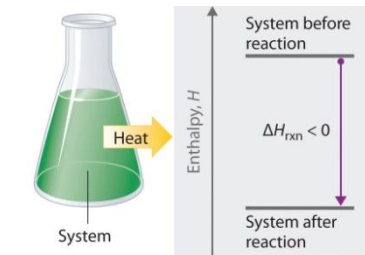
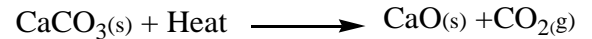
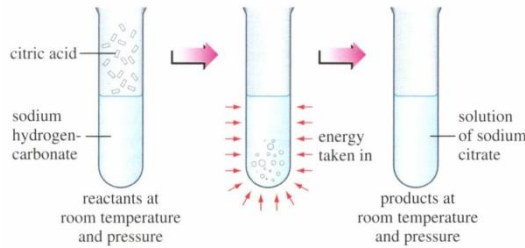


وبالمثل لعلك مزجت يوماً حمضاً (حمض الهيدروكلوريك مثلاً) مع قاعدة (هيدروكسيد الصوديوم مثلاً) ولاحظت ارتفاعاً في درجة الحرارة، يعبر عن هذا التفاعل بالمعادلة التالية:

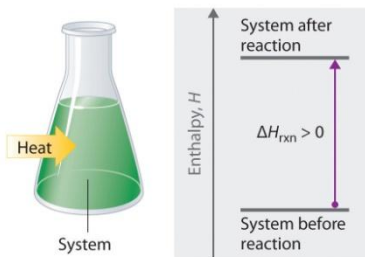


أما إذا مزجت حمض الستريك مع محلول بيكربونات الصوديوم، كما يوضح الشكل أدناه، تنطلق الحرارة من الوسط المحيط (الماء) إلى النظام (حمض الستريك وبيكربونات الصوديوم)، الأمر الذي يكون مصحوباً بانخفاض في درجة الحرارة وتشعر بالبرودة عندما تلمس إناء التفاعل.

وبالمثل تفاعل تفكك كربونات الكالسيوم والذي يعبر عنه بالمعادلة التالية:



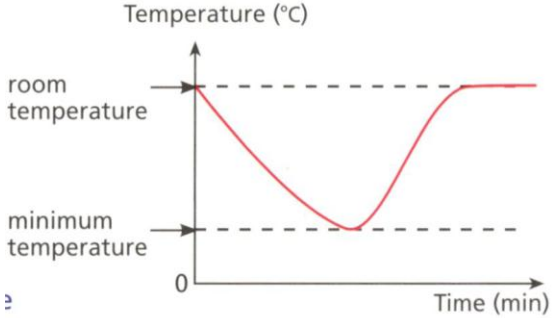
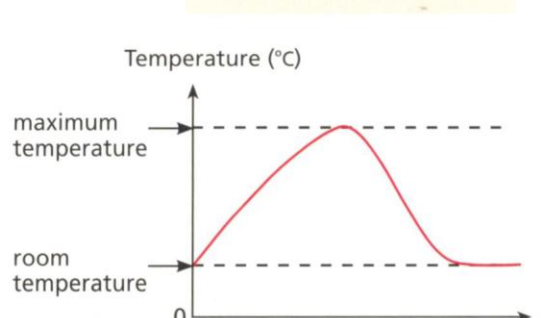
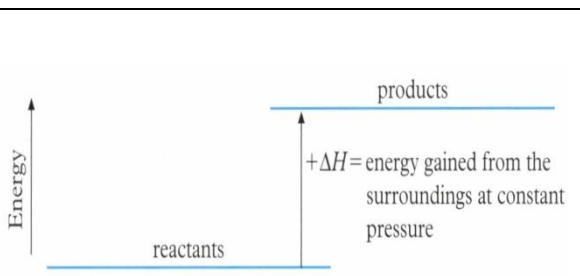
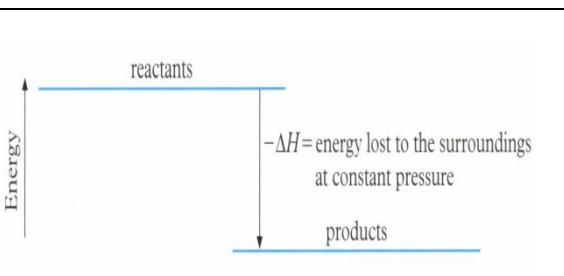
(a) Exothermic reaction



(b) Endothermic reaction

الجدير بالذكر أن التفاعلات سواء أكانت طاردة للحرارة أم ماصة للحرارة تتغير فيها الحرارة لفترة مؤقتة لا تلبث أن تعود بعدها للدرجة التي بدأ بها التفاعل. ولكن لماذا تمتص بعض التفاعلات الحرارة في حين يطلق البعض الآخر هذه الحرارة؟ إن ذلك يعود إلى تفاوت المحتويات الحرارية لكل من المتفاعلات والنواتج، إذ يمتص التفاعل حرارة إذا كان المحتوى الحراري (الطاقة) للنواتج أكبر من المحتوى الحراري للمتفاعلات، والعكس يطلق التفاعل حرارة إذا كان المحتوى الحراري للمتفاعلات أكبر من المحتوى الحراري للنواتج. الصورة المقابلة تعطي تلخيصاً لهذا التساؤل:

يوضح الجدول التالي مقارنة تفصيلية بين التفاعلات الماصة والطاردة للحرارة:

التفاعلات الماصة للحرارة	التفاعلات الطاردة للحرارة	وجه المقارنة
من الوسط المحيط إلى المواد الكيميائية المتفاعلة	من المواد الكيميائية المتفاعلة إلى الوسط المحيط	اتجاه انتقال الطاقة
تتنخفض (ضع في اعتبارك أن الحرارة المقاسة هي حرارة الوسط المحيط وليس حرارة النظام).	ترتفع (ضع في اعتبارك أن الحرارة المقاسة هي حرارة الوسط المحيط وليس حرارة النظام).	درجة الحرارة
$+\Delta H$	$-\Delta H$	التغير في المحتوى الحراري
التفكك الحراري (كربونات الكالسيوم إلى أكسيد كالسيوم وثاني أكسيد الكربون) التمثيل الضوئي	تفاعلات التعادل: بين الأحماض والقواعد تآكل المعادن: صدأ الحديد التنفس	أمثلة
 <p>Temperature (°C)</p> <p>room temperature</p> <p>minimum temperature</p> <p>0</p> <p>Time (min)</p> <p>Fig. 17.4 Variation of temperature with time for an endothermic reaction</p>	 <p>Temperature (°C)</p> <p>maximum temperature</p> <p>room temperature</p> <p>0</p> <p>Time (min)</p> <p>Fig. 17.3 Variation of temperature with time for an exothermic reaction</p>	المخطط البياني لتغير الحرارة
 <p>Energy</p> <p>reactants</p> <p>products</p> <p>$+\Delta H =$ energy gained from the surroundings at constant pressure</p>	 <p>Energy</p> <p>reactants</p> <p>products</p> <p>$-\Delta H =$ energy lost to the surroundings at constant pressure</p>	المخطط البياني لتغير المحتوى الحراري (الانتالبي)

وبالعودة إلى الانتالبي، فإنها وفي كلا الحالتين تحسب بنفس الطريقة التي تحسب بها كمية الحرارة وذلك بتطبيق القانون التالي:

$$\Delta H = mc\Delta T$$

مثال (2): في إحدى التجارب تعادل 50.0ml من حمض HCl تركيزه 1.00M مع 25.0ml من KOH تركيزه 2.00M. كانت درجة الحرارة الابتدائية لكل من المحلولين قبل مزجهما 15.3°C وكانت أقصى درجة حرارة وصل إليها التفاعل هي 24.3°C. احسب مقدار الانثالي (التغير في المحتوى الحراري) لعملية التعادل، ثم اكتب معادلة التفاعل موضحا موضع الحرارة.

الحل:

أولاً: حساب مقدار الانثالي:

بما أن كل من الأحماض والقواعد محاليل تحتوي على نسبة كبيرة من الماء، فإنها تعامل معاملة الماء وعليه تكون:

$$m=v= (m(\text{HCl}) + m(\text{NaOH}))$$

$$= 50.0\text{g} + 25.0\text{g} = 75.0\text{g}$$

$$C = 4.18\text{J/g}^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = 24.3 - 15.3 = 9.0^\circ\text{C}$$

$$\Delta H = mC\Delta T$$

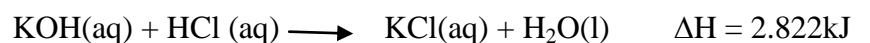
$$\Delta H = 75.0\text{g} \times 4.18 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}} \times 9.0^\circ\text{C} = 2822\text{J} = 2.822\text{kJ}$$

يوضح ارتفاع درجة الحرارة أن التفاعل تفاعل طارد للحرارة وعليه تكون ΔH بالإشارة السالبة.

$$\Delta H = -2.822\text{kJ}$$

ثانياً: معادلة التفاعل:

يبدو أن الحرارة قد ارتفعت وعليه يكون التفاعل طاردا للحرارة وتكتب المعادلة على النحو التالي:



(5-7): الانثالي المولاري: Molar Enthalpy

سأتعلم:

- مفهوم الانثالي المولاري.

يطلق على الانثالي (التغير في المحتوى الحراري) المصاحب لتفاعل مول واحد من المادة مصطلح المحتوى الحراري

المولاري ويرمز له بالرمز ΔH_{rxn} ووحدة قياسه kJ/mol .

يمكن الحصول عليها بسهولة وذلك بتطبيق القانون التالي:

$$\Delta H_{\text{rxn}} = \frac{\Delta H}{n}$$

حيث ترمز:

ΔH_{rxn} : المحتوى الحراري المولاري للتفاعل

ΔH : التغير في المحتوى الحراري

n : عدد المولات

مثال (1): في المثال (2) احسب الانتالبي المولاري لعملية التعادل:

No. of mole of HCl = conc. X vol.

$$1.00 \frac{mol}{l} \times 50.0 \frac{l}{1000} = 0.0500 mol$$

وعليه يكون قيمة الانتالبي المولاري للحمض =

$$= \frac{-2.822 kJ}{0.0500 mol} = -56.4 \frac{kJ}{mol}$$

وبالمثل يمكن حساب الانتالبي المولاري لأي تفاعل كيميائي، الجدول أدناه يوضح رموز الانتالبي المولاري لبعض التفاعلات الكيميائية مع أمثلة لكل منها:

مثال	التعريف	نوع الانتالبي المولاري
$NH_4NO_3(s) \longrightarrow NH_4^+(aq) + NO_3^-(aq)$	كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند ذوبان مول واحد من المادة.	ذوبان (solution) ΔH_{sol}
$CH_4(g) + 2O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + H_2O(g)$	كمية الحرارة المنطلقة عند احتراق مول واحد من المادة.	احتراق (combustion) ΔH_{comb}
$H_2O(l) \longrightarrow H_2O(g)$	كمية الحرارة الممتصة لتبخير مول واحد من المادة.	تبخير (vaporization) ΔH_{vap}
$KOH(aq) + HCl(aq) \longrightarrow KCl(aq) + H_2O(l)$	كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تعادل مول واحد من الحمض مع القاعدة.	تعادل (neutralization) ΔH_{nut}
$C(s) + O_2(g) \longrightarrow CO_2(g)$	كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين مول واحد من المادة من عناصرها الأولية عند الظروف القياسية.	تكوين (formation) ΔH_f°
$H_2O(s) \longrightarrow H_2O(l)$	كمية الحرارة المنطلقة عند صهر مول واحد من المادة.	انصهار (fusion) ΔH_{fus}
$H_2O(l) \longrightarrow H_2O(s)$	كمية الحرارة المنطلقة عند تصلب مول واحد من المادة.	تجمد (freezing) ΔH_{fr}

مثال (2): الانتالبي اللازم لتبخير 7.1g من الايثانول C_2H_5OH يعادل 6050J. احسب الانتالبي المولاري لعملية التبخير؟

الحل:

$$n = \frac{m}{Mr}$$

$$m = \text{المادة كتلة} = 6.1g$$

$$Mr = \text{المولية الكتلة} = (2 \times 12.01) + (6 \times 1.01) + (1 \times 16.00) = 46.08g$$

$$n = \frac{6.1}{46.08} = 0.154 mol$$

القانون:

بتطبيق

$$\Delta H_{rxn} = \frac{\Delta H}{n}$$
$$39.3 \text{ kJ/mol} \Delta H_{vap} = \frac{6050 \text{ J}}{0.154 \text{ mol}} = 3.93 \times \frac{10^4 \text{ J}}{\text{mol}} =$$

لعله من الضرورة بمكان التركيز على المحتوى الحراري المولاري للتكوين ΔH_f° ، والذي يعبر عن كمية الحرارة المنطلقة أو الممتصة عند تكوين مول واحد من المادة من عناصرها الأولية في الظروف القياسية، تحوي المراجع الكيميائية على قياسات دقيقة للمحتويات الحرارية المولارية لتكوين أغلب المركبات الكيميائية، الجدول أدناه يوضح أمثله لهذه المركبات والمحتويات الحرارية القياسية لتكوين مول واحد منها:

المادة	H ₂ SO ₄ (l)	H ₂ O(l)	H ₂ O(g)	C (graphite)	C(diamond)	NH ₃ (g)	H ₂ (g)	CO ₂ (g)	NO (g)	CH ₄ (s)
$\Delta H_f^\circ \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$	-907.5	-285.8	-241.8	0	1.90	-46	0	-393.5	90.3	-75

ملاحظات عامة على الجدول:

الدائرة الصغيرة فوق الرمز ΔH_f° تشير إلى الظروف القياسية.

العناصر المنفردة في حالتها القياسية لها محتوى حراري قياسي يعادل صفراً، لأن هذه العناصر موجودة بشكل طبيعي في البيئة، مثل الكربون في حالة الجرافيت، والهيدروجين والماغنسيوم.

تختلف قيمة المحتوى الحراري القياسي للتكوين للمادة باختلاف حالتها الفيزيائية، الماء مثلاً.

أسئلة الفصل السابع

اختر الإجابة الصحيحة من بين البدائل المعطاة:

1- أي من العمليات التالية تعتبر عملية ماصة للحرارة:

(1) أكسدة الكربون الى ثاني أكسيد الكربون.

(2) إذابة كبريتات النحاس اللامائية.

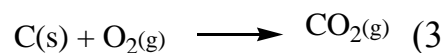
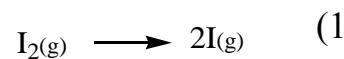
(3) إضافة الماء الى نترات الأمونيوم.

(4) تكوين الجلوكوز من ثاني أكسيد الكربون والماء.

(أ) الأولى والثانية. (ب) الثالثة والرابعة.

(ج) الأولى والثانية والثالثة. (د) الثانية والثالثة والرابعة.

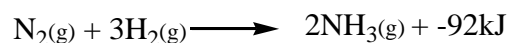
2- أي من العمليات التالية تعتبر طاردة للحرارة:



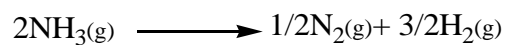
(أ) الأولى فقط. (ب) الأولى والثانية.

(ج) الثالثة فقط. (د) الثانية والثالثة.

3- يتفاعل النيتروجين والهيدروجين حسب المعادلة التالية لتكوين الأمونيا:



ما مقدار ΔH المصاحبة للتفاعل التالي:



(أ) -92kJ (ب) -46kJ

(ج) +46kJ (د) +92kJ

4- في إحدى التجارب لقياس مقدار التغير في الانثالي، وضع 25ml من محلول كبريتات النحاس $CuSO_4$ تركيزه 0.5M

في كوب عازل، وأضفت كمية كبيرة من مسحوق الخارصين Zn. مُزجت المادتان مع بعضهما البعض، ف لوحظ ارتفاع درجة

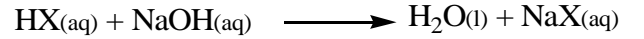
الحرارة بمقدار $21^\circ C$. أجب عما يلي:

- (أ) لماذا أضيفت كمية كبيرة فائضة من الخارصين؟
 (ب) احسب مقدار الانثاليبي المصاحب للتفاعل بوحدة (J).
 (ت) احسب عدد مولات CuSO_4 المشتركة في التفاعل.
 (ث) احسب الانثالبية المولارية المصاحبة للتفاعل.
 (ج) اعطي مصدرين أساسيين للخطأ في التجربة. ثم اقترح طريقتين لتقليل الخطأ.
 (ح) اكتب معادلة التفاعل موضحا عليها مقدار الانثاليبي.

5- قام أحمد في إحدى التجارب بتحديد الانثاليبي المصاحب لعملية معايرة بين حمض صيغته HX وقاعدة هي NaOH، فوضع 50cm^3 من محلول NaOH تركيزه 1M في كوب عازل، وتم تسجيل درجة الحرارة في كل دقيقة ولمدة 3 دقائق. في الدقيقة الرابعة، سجل أحمد القراءة في خانة الدقيقة الخامسة بدلا من خانة الدقيقة الرابعة. واستمر في هذا الخطأ حتى وصل إلى الدقيقة العاشرة. يوضح الجدول أدناه النتائج التي حصل عليها أحمد:

الدقيقة	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
درجة الحرارة (°C)	19.0	19.0	19.0	-	25.1	24.5	23.9	23.5	23.1	22.7

يعبر عن التفاعل بالمعادلة التالية:



- (أ) لماذا يقيس أحمد درجة الحرارة كل دقيقة؟
 (ب) ارسم منحنى تغير درجة الحرارة باستخدام البيانات في الجدول أعلاه.
 (ت) باستخدام المنحنى، توقع درجة الحرارة في الدقيقة الرابعة.
 (ث) احسب الانثاليبي المصاحب للتفاعل.
 (ج) احسب عدد مولات الحمض HX.
 (ح) احسب الانثالبية المولارية.