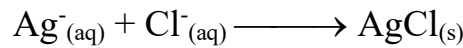
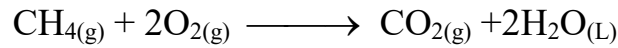


التفاعلات الكيميائية

المعادلات الكيميائية: هي طريقة مناسبة لوصف التفاعلات الكيميائية وتتألف من المواد الداخلة في التفاعل والمواد الناتجة يفصل بينها سهم يدل على اتجاه التفاعل، ويحدد عليها نسب المواد الداخلة والناتجة والحالة الفيزيائية وشروط التفاعل. ومن الأمثلة على التفاعلات الكيميائية:



ان موازنة المعادلة هو جعل عدد ذرات كل نوع من الذرات في المواد المتفاعلة يساوي عدد ذراته في طرف المواد الناتجة. وذلك حسب قانون مصونية المادة، ولكن ما يحدث في التفاعل الكيميائي هو إعادة ترتيب اتحاد الذرات مما ينتج مركبات جديدة، لذلك فعدد ذرات أي عنصر في طرف المواد المتفاعلة يساوي عدد ذراته في طرف المواد الناتجة، فضلاً عن أنواع الذرات في طرف المواد الناتجة تكون في طرف المواد المتفاعلة. ان الاعداد التي نضربها في الذرات كي يصبح عددها في الطرفين متساوية هي معاملات توضع على يسار العنصر او المركب من أجل موازنة المعادلة.

موازنة المعادلات الكيميائية:

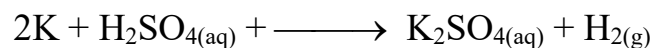
الهدف الأساسي لموازنة المعادلات الكيميائية هو معرفة نسب تفاعل المواد المتفاعلة وتجري حسب قانون مصونية المادة والطاقة.

أنواع التفاعلات الكيميائية:

يمكن تصنيف التفاعلات الكيميائية بطرائق مختلفة حسب طبيعة هذه التفاعلات ومنها:

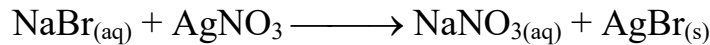
1 - تفاعلات الاستبدال:

أ – تفاعلات الاستبدال الأحادي: Single displacement reaction



نجد من هذا التفاعل ان البوتاسيوم الصلب تفاعل مع حمض الكبريت السائل لينتج كبريتات البوتاسيوم وينطلق غاز الهيدروجين وهو تفاعل غير عكوس ولا تتفاعل المواد الناتجة لتعطي المواد الداخلة.

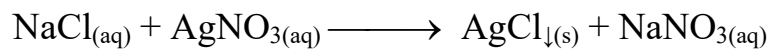
ب – تفاعلات الاستبدال الثنائي: Double displacement reaction



في هذا التفاعل تم استبدال شاردة البروم بجذر النترات NO_3 ويتحول الى نترات البروم بينما شاردة الفضة تتحد مع شاردة البروم لتشكل ملح كلوريد الفضة الصلب.

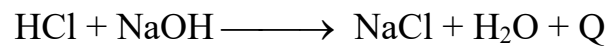
2 – تفاعلات الترسيب:

ينتج عن هذه التفاعلات التي تجري بين مركبين شارديين اجسام صلبة تسمى رواسب، تبدأ بتشكيل عكر ما يلبث ان يترسب في قعر الوعاء شيئاً فشيئاً، ومن أشهر تفاعلات الترسيب هو تفاعل محلول نترات الفضة مع حمض كلور الماء:



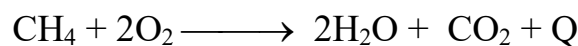
3 – تفاعلات التعديل:

وهي التفاعلات التي تجري بين حمض واساس لتشكل ملح وماء ومن الأمثلة المعروفة: تفاعل حمض كلور الماء مع هيدروكسيد الصوديوم لينتج ملح كلوريد الصوديوم والماء، كما ان جميع تفاعلات التعديل هي ناشرة للحرارة.



4 – تفاعلات الاحتراق:

وتجري بين مواد قابلة للاحتراق مع الاكسجين لينتج كمية الحرارة ومركبات تأكسدت:

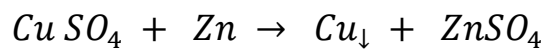


ومن الأمثلة المشهورة هو احتراق الفحم والخشب والغاز الطبيعي.

5 - تفاعلات الأكسدة والإرجاع

يسمى التفاعل الذي ينتج عنه تغير في قيمة الشحنات الكهربائية للجسيمات المتفاعلة بتفاعل أكسدة وإرجاع. حيث تكسب الذرة أو الشاردة أو الجزيئة شحنة كهربائية موجبة أو سالبة.

تتعرض المادة التي تعطي الإلكترونات لعملية أكسدة وتسمى بالمادة المرجعة. بينما تتعرض المادة التي تأخذ الإلكترونات لعملية إرجاع وتسمى بالمادة المؤكسدة. كمثال على ذلك إذا وضعنا قطعة من الزنك في محلول يحوي شاردة النحاس، نلاحظ بعد مرور زمن معين ترسب النحاس الحر وتحول الزنك إلى شوارد منحلة:



نلاحظ من هذا التفاعل أن رقم الشحنة الكهربائية انخفضت (0 → +2) بينما للزنك ارتفعت (0 → +2).

وبصورة عامة، تعرّف الأكسدة، حسب المفهوم الإلكتروني، بأنها عملية يتم فيها فقدان إلكترونات وارتفاع في رقم الأكسدة بينما الإرجاع هو عملية يتم فيها اكتساب إلكترونات وانخفاض في رقم الأكسدة. وتسمى المادة التي تتأكسد (تفقد الإلكترونات) بالعامل المُرجع (Reducing agent) والمادة التي تُرجع (تكتسب الإلكترونات) بالعامل المؤكسد (Oxidizing agent).

نستنتج، مما تقدّم، أن الأكسدة والإرجاع عمليتان متلازمتان متعاكستان، تحدثان في آن واحد وفي تفاعل واحد، يُعرف باسم تفاعل أكسدة-إرجاع (Redox Reaction). كما أن عدد الإلكترونات المفقودة بعملية الأكسدة يساوي عدد الإلكترونات المكتسبة في عملية الإرجاع. وللاستدلال على العامل المؤكسد والعامل المرجع في التفاعلات الكيميائية التي لا يحدث فيها انتقال كامل للإلكترونات، كان لا بدّ من إدخال مفهوم جديد، يُعرف باسم رقم الأكسدة (Oxidation number).

درجات الأكسدة:

إن رقم الأكسدة هو الشحنة الظاهرية للذرة أو الشاردة أو الجزيئة المدروسة، وهو يساوي إما إلى الصفر أو عدد صحيح أو عدد كسري موجب أو سالب. ففي المركبات الشاردية يتم انتقال كامل للإلكترونات التكافؤية، ويكون رقم الأكسدة مساوياً إلى عدد الإلكترونات المنتقلة. وكمثال علة ذلك:

1 - درجة أكسدة العناصر الحرة والمركبات المستقرة تساوي الصفر.

2 – درجة أكسدة الأكسجين 2- في جميع مركباته ما عدا مركبات فوق الأكاسيد: فوق أكسيد الهيدروجين H_2O_2 وفوق أكسيد الصوديوم Na_2O تكون درجة أكسدته 1- والأكاسيد العليا مثل KO_2 درجة أكسدته $1/2$ - ، وفي حال ارتباط مع عناصر أكثر كهربية مثل عنصر الفلور F_2O تكون درجة أكسدته 2+ .

3 – اما عنصر الهيدروجين فدرجة أكسدته في جميع مركباته 1+ ما عدا المركبات التي يتفاعل فيها مع العناصر القلوية والقلوية الترابية مشكلاً هيدرات NaH ، CaH_2 تكون درجة أكسدته 1- .

4 – درجة أكسدة جميع المعادن القلوية والقلوية الترابية تساوي 1+ و 2+ على الترتيب.

5 – درجة أكسدة جميع الهالوجينات في جميع مركباته تساوي 1- عدا المركبات التي يتحد فيها مع الأكسجين:

مثل هيبوكلوريت الصوديوم $NaOCl$ تساوي 1+ و كلورات البوتاسيوم $KClO_3$ تساوي 5+ .

6 – درجة أكسدة الجذور تساوي الشحنة الظاهرية للجذر مثل MnO_4^- تساوي 1- .

التكافؤ ورقم الأكسدة:

إن تكافؤ العنصر يعطي فكرة عن الترتيب الإلكتروني وعدد الروابط التي يمكن أن يشكلها هذا العنصر، أي يدل على عدد الإلكترونات التي تفقدها أو تكتسبها أو تشارك بها ذرة العنصر لتشكل بها روابط مع ذرة أخرى، للوصول إلى حالة الاستقرار. ولذلك فهو دوماً عدد صحيح، وليس له إشارة موجبة أو سالبة، بينما عدد التأكسد للعنصر هو مقدار متغير يتوقف على ذرات المركب، وهو يمثل الشحنة الكهربائية التي تحملها ذرة العنصر، ولذلك فإن أعداد التأكسد قد تأخذ قيمة صحيحة أو كسرية، وإشارة موجبة أو سالبة.

تفاعلات الأكسدة والإرجاع:

يمكن التمييز بين تفاعلات الأكسدة والإرجاع وغيرها، وذلك من خلال تغير عدد الأكسدة للعنصر في المواد المتفاعلة عنه في المواد الناتجة.

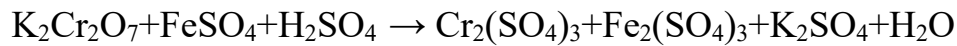
موازنة معادلات الأكسدة والإرجاع بطريقة أنصاف التفاعل:

تُعد المعادلة الممثلة لتفاعل أكسدة وإرجاع مجموع نصفي تفاعل، إحداهما تمثل عملية الأكسدة، والأخرى تمثل عملية الإرجاع، وتعبّر كل منهما عن نصف التفاعل الكلي (الإجمالي) الحاصل. وعند

تجزئة معادلة التفاعل الكلي إلى معادلتين نصفيتين، ينبغي أن تتم المحافظة على الحالة العنصرية أو الجزيئية أو الشارديّة لمواد التفاعل (المواد المتفاعلة والناجمة)، كما هي عليه في المعادلة الكلية. وسنشرح كيفية موازنة معادلات الأكسدة والإرجاع للتفاعلات التي تحدث في الوسط المائي، في الوسطين الحمضي والأساسي.

- في الوسط الحمضي:

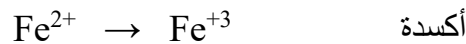
يمكن توضيح موازنة تفاعل أكسده وإرجاع في الوسط الحمض، من خلال المثال التالي:
تفاعل كبريتات الحديد الثنائي مع ثنائي كرومات البوتاسيوم بوجود حمض الكبريت كوسط حمضي:



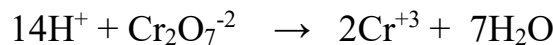
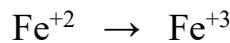
1 - تحديد العامل المؤكسد والعامل المرجع، بمعرفة العناصر التي حدث لها أكسدة أو إرجاع:

الكروم Cr حدث له إرجاع وانخفاض عدد التأكسد من $6+$ إلى $3+$ ، أما الحديد Fe حدث له أكسدة وارتفاع عدد الأكسدة من $2+$ إلى $3+$ ، وبالتالي: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ لعب دور العامل المؤكسد و Fe^{2+} لعب دور العامل المرجع.

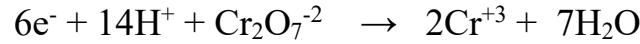
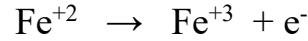
2 - تجزئة المعادلة الكلية إلى معادلتين نصفيتين: إحداها تمثل إرجاع العامل المؤكسد، والثانية تمثل أكسدة العامل المرجع مع موازنة العناصر التي تأكسدت أو أُرِجعت.



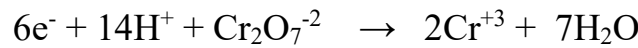
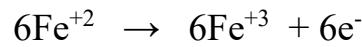
3 - موازنة الأكسجين بإضافة عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي ينقصه الأكسجين بعدد ذرات الأكسجين الناقصة، وموازنة الهيدروجين بإضافة شوارد H^+ إلى الطرف الذي ينقصه الهيدروجين بنفس عدد ذرات الهيدروجين الناقصة، حسب قانون انحفاظ الكتلة.



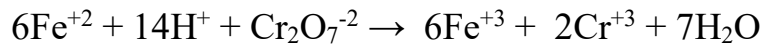
4 - موازنة المعادلات النصفية كهربائياً، بعد أن تمت موازنتها مادياً، وذلك بإضافة إلكترونات إلى أحد طرفيها، بحيث يصبح المجموع الجبري للشحنات الكهربائية متساوياً في الطرفين تحقيقاً لقانون انحفاظ الشحنة.



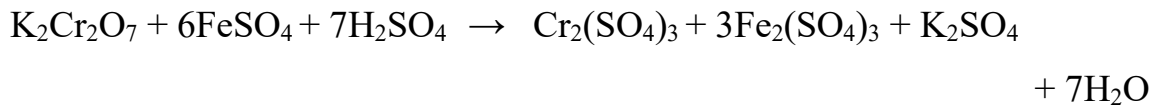
5 - توحيد عدد الإلكترونات في المعادلتين النصفيتين، بضرب كل معادلة بأمثال الإلكترونات في المعادلة الأخرى: نضرب المعادلة الأولى بـ 6 والمعادلة الثانية بـ 1 :



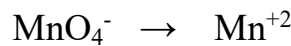
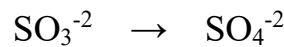
بالجمع والاختصار نحصل على:



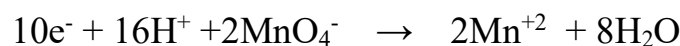
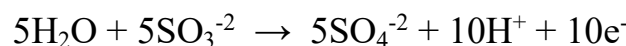
ومنها تنتقل الى المعادلة الجزيئية:



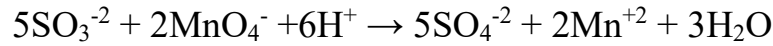
مثال: ادرس تفاعل أكسدة كبريتيت الصوديوم ببرمنغنات البوتاسيوم في وسط من حمض الكبريت:



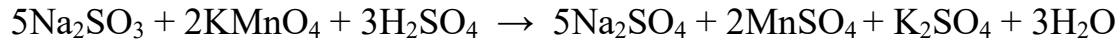
نطبق قانون انحفاظ المادة والشحنة ونضيف عدد من جزيئات الماء وشوارد الهيدروجين بالشكل المناسب:



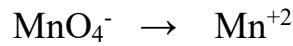
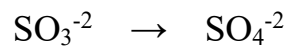
بالجمع والاختصار:



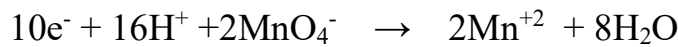
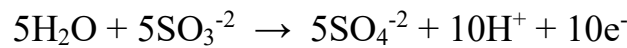
نكتب المعادلة بشكلها الجزيئي:



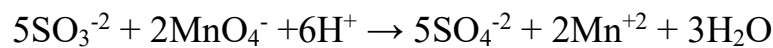
مثال: ادرس تفاعل أكسدة كبريتيت الصوديوم ببرمنغنات البوتاسيوم في وسط من حمض الكبريت:



نطبق قانون انحفاظ المادة والشحنة ونضيف عدد من جزيئات الماء وشوارد الهيدروجين بالشكل المناسب:



بالجمع والاختصار:



نكتب المعادلة بشكلها الجزيئي:



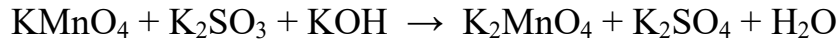
أمثلة غير محلولة:

- برمنغنات البوتاسيوم مع الماء الأكسجيني في وسط من حمض الكبريت.

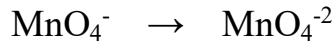
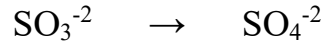
- برمنغنات البوتاسيوم مع حمض الحماض في وسط من حمض الكبريت.

الموازنة في الوسط القلوي: نتبع الخطوات التي نوضحها في المثال التالي:

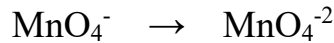
أكسدة كبريتيت البوتاسيوم بوساطة برمنغنات البوتاسيوم في وسط قلوي من هيدروكسيد البوتاسيوم.



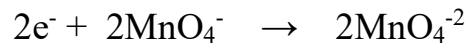
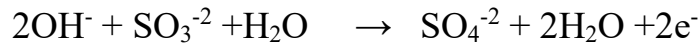
حيث يؤكسد الكبريت S من رقم أكسدة +4 في الكبريتيت إلى رقم +6 في الكبريتات، بينما يُرجع المنغنيز Mn من رقم أكسدة +7 في البرمنغنات إلى رقم +6 في المنغنات أي:



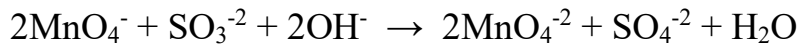
نطبق قانون انحفاظ الكتلة ونضيف عدد من جزيئات الماء إلى الطرف الذي ينقصه أكسجين:



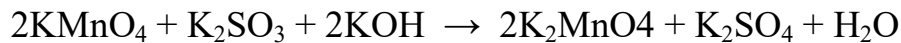
ثم نضيف إلى الطرف الذي ينقصه هيدروجين عدد من جزيئات الماء يساوي عدد ذرات الهيدروجين التي تنقصه، وإلى الطرف الآخر نفس العدد من شوارد الهيدروكسيل. ونطبق قانون انحفاظ الشحنة:



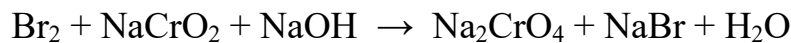
بالجمع والاختصار نحصل على:



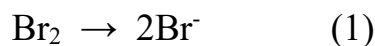
ثم نكتب التفاعل الجزيئي:



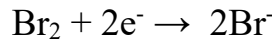
مثال: تفاعل كروميت الصوديوم مع البروم في وسط قلوي:



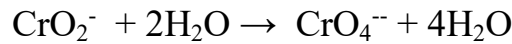
1 – نكتب نصفي التفاعل بالشكل الشاردي:



2 – نعدل الشحنات الكهربائية في النصف الأول بإضافة إلكترونين للطرف الأيسر:



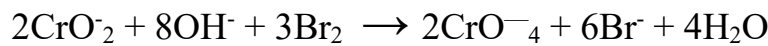
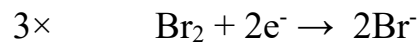
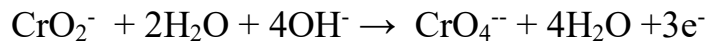
3 – نضيف عدد من جزيئات الماء للطرف الأيسر من النصف الثاني يساوي عدد جزيئات الأكسجين الناقصة وللطرف الأيمن عدد من جزيئات الماء تساوي عدد ذرات الهيدروجين الناقصة:



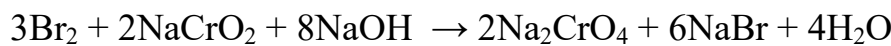
4 – نضيف للطرف الأيمن عدد من شوارد الهيدروكسيل تساوي عدد جزيئات الماء المضافة للطرف الأيمن:



5 – نطبق قانون انحفاظ الشحنة ونضرب بشكل متعاكس ونجمع المعادلتين:



نحول الشكل الشاردي الى الشكل الجزيئي:



الموازنة في الوسط المعتدل: لموازنة تفاعلات الأكسدة والارجاع في الوسط المعتدل ننظر الى الناتج عن التفاعل، فاذا كان احد النواتج حمضاً نتبع نفس خطوات الموازنة في الوسط الحمضي اما اذا كان احد النواتج اساساً نتبع خطوات الموازنة في الوسط القلوي مثل:

