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:

$$CH_{4(g)} + 2O_{2(g)} \longrightarrow CO_{2(g)} + 2H_2O_{(L)}$$

$$Ag^-_{(aq)} + Cl^-_{(aq)} \longrightarrow AgCl_{(s)}$$

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 ـ تفاعلات الاستبدال:

أ – تفاعلات الاستبدال الأحادي: Single displacement reaction

$$2K + H_2SO_{4(aq)} + \longrightarrow K_2SO_{4(aq)} + H_{2(g)}$$

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

ب – تفاعلات الاستبدال الثنائي: Double displacement reaction

$$NaBr_{(aq)} + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_{3(aq)} + AgBr_{(s)}$$

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

2 – تفاعلات الترسيب:

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

$$NaCl_{(aq)} + AgNO_{3(aq)} \longrightarrow AgCl_{\downarrow(s)} + NaNO_{3(aq)}$$

3 ـ تفاعلات التعديل:

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

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O + Q$$

4 – تفاعلات الاحتراق:

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

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow 2H_2O + CO_2 + Q$$

ومن الأمثلة المشهورة هو احتراق الفحم والخشب والغاز الطبيعي.

5 ـ 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 الكترونات لعملية أكسدة وتسمى بالمادة المرجعة. بينما تتعرض المادة التي تأخذ الكترونات 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:

$$Cu\,SO_4 \;+\; Zn \;\rightarrow\; Cu_{\downarrow} \;+\; ZnSO_4$$

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

وبصورة عامة، تعَّرف الأكسدة، حسب المفهوم الإلكتروني، بأنّها 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 الاكسدة:

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 اكسدة الاكسجين 2- في جميع مركباته ماعدا مركبات فوق الاكاسيد: فوق أكسيد الهدروجين H_2O_2 وفوق أكسيد الصوديوم Na_2O تكون درجة اكسدته 1- والاكاسيد العليا مثل KO_2 درجة اكسدته ½- ، وفي حال ارتبط مع عناصر أكثر كهرسلبية مثل عنصر الفلور F_2O تكون درجة اكسدته 2+ .

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

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

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

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 متغيّر يتوقّف على ذرات المركب، وهو يمثّل الشحنة الكهربائية التي تحملها ذرة العنصر، ولذلك فإن أعداد التأكسد قد تأخذ قيماً 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 الممثّلة لتفاعل أكسدة وإرجاع **مجموع نصفي تفاعل، إحداهما تمثّل 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 والناتجة)، 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 اكسده وإرجاع في الوسط الحمض، من خلال المثال التالي:

تفاعل كبريتات الحديد الثنائي مع ثنائي كرومات البوتاسيوم بوجود حمض الكبريت كوسط حمضي:

$$K_2Cr_2O_7+FeSO_4+H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3+Fe_2(SO_4)_3+K_2SO_4+H_2O$$

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: $Cr_2O_7^{2-}$ لعب دور العامل المؤكسد و Fe^{2+} لعب دور العامل المرجع.

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

$$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{+3} \qquad \text{أكسدة}$$

$$Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{+3} \qquad \text{إرجاع}$$

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 الهدروجين الناقصة، حسب قانون انحفاظ الكتلة.

$$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3}$$

$$14H^+ + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

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.

$$Fe^{+2} \rightarrow Fe^{+3} + e^-$$

$$6e^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

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

$$6Fe^{+2} \rightarrow 6Fe^{+3} + 6e^-$$

$$6e^- + 14H^+ + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

بالجمع والاختصار نحصل على:

$$6Fe^{+2} + 14H^+ + Cr_2O_7^{-2} \rightarrow 6Fe^{+3} + 2Cr^{+3} + 7H_2O$$

ومنها ننتقل الى المعادلة الجزيئية:

$$K_2Cr_2O_7 + 6FeSO_4 + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3Fe_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$$

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

$$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

$$SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2}$$

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2}$$

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

$$5H_2O + 5SO_3^{-2} \rightarrow 5SO_4^{-2} + 10H^+ + 10e^-$$

$$10e^- + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

بالجمع والاختصار:

$$5SO_3^{-2} + 2MnO_4^- + 6H^+ \rightarrow 5SO_4^{-2} + 2Mn^{+2} + 3H_2O$$

نكتب المعادلة بشكلها الجزيئي:

$$5Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

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

$$Na_2SO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

$$SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2}$$

$$MnO_4^- \rightarrow Mn^{+2}$$

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

$$5H_2O + 5SO_3^{-2} \rightarrow 5SO_4^{-2} + 10H^+ + 10e^-$$

$$10e^- + 16H^+ + 2MnO_4^- \rightarrow 2Mn^{+2} + 8H_2O$$

بالجمع والاختصار:

$$5SO_3^{-2} + 2MnO_4^- + 6H^+ \rightarrow 5SO_4^{-2} + 2Mn^{+2} + 3H_2O$$

نكتب المعادلة بشكلها الجزيئي:

$$5Na_2SO_3 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5Na_2SO_4 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 3H_2O$$

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 هدروكسيد البوتاسيوم.

$$KMnO_4 + K_2SO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + K_2SO_4 + H_2O$$

حيث يؤكسَد 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:

$$SO_3^{-2} \rightarrow SO_4^{-2}$$

$$MnO_4^{-} \rightarrow MnO_4^{-2}$$

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

$$SO_3^{-2} + H_2O \rightarrow SO_4^{-2}$$

$$MnO_4^{-} \rightarrow MnO_4^{-2}$$

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

$$2OH^- + SO_3^{-2} + H_2O \rightarrow SO_4^{-2} + 2H_2O + 2e^-$$

$$2e^- + 2MnO_4^{-} \rightarrow 2MnO_4^{-2}$$

بالجمع والاختصار نحصل على:

$$2MnO_4^{-} + SO_3^{-2} + 2OH^- \rightarrow 2MnO_4^{-2} + SO_4^{-2} + H_2O$$

ثم نكتب التفاعل الجزيئي:

$$2KMnO_4 + K_2SO_3 + 2KOH \rightarrow 2K_2MnO4 + K_2SO_4 + H_2O$$

مثال: تفاعل كروميت الصوديوم مع البروم في وسط قلوي:

$$Br_2 + NaCrO_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$$

1 – نكتب نصفي التفاعل بالشكل الشاردي:

$$Br_2 \rightarrow 2Br^- \qquad (1)$$

$$CrO_2^{-} \rightarrow CrO_4^{--} \qquad (2)$$

2 – نعدل الشحنات الكهربائية في النصف الأول بإضافة الكترونين للطرف الايسر:

$$Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$$

3 – نضيف عدد من جزيئات الماء للطرف الايسر من النصف الثاني يساوي عدد جزيئات الاكسجين الناقصة وللطرف الأيمن عدد من جزيئات الماء تساوي عدد ذرات الهدرجين الناقصة:

$$CrO_2^- + 2H_2O \rightarrow CrO_4^{--} + 4H_2O$$

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

$$CrO_2^- + 2H_2O + 4OH^- \rightarrow CrO_4^{--} + 4H_2O$$

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

$$CrO_2^- + 2H_2O + 4OH^- \rightarrow CrO_4^{--} + 4H_2O + 3e^-$$

$$3\times \quad Br_2 + 2e^- \rightarrow 2Br^-$$

$$2\times \quad CrO_2^- + 2H_2O + 4OH^- \rightarrow CrO_4^{--} + 4H_2O + 3e^-$$

$$2CrO^-_2 + 8OH^- + 3Br_2 \longrightarrow 2CrO^{--}_4 + 6Br^- + 4H_2O$$

نحول الشكل الشاردي الى الشكل الجزيئي:

$$3Br_2 + 2NaCrO_2 + 8NaOH \rightarrow 2Na_2CrO_4 + 6NaBr + 4H_2O$$

الموازنة في الوسط المعتدل: لموازنة تفاعلات الاكسدة 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 الوازنة في الوسط القلوي مثل:

$$Na_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + HCl$$

$$K_2Cr_2O_7 + KI + H_2O \rightarrow KCrO_2 + I_2 + KOH$$

$$KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow MnO_2 + KOH + Na_2SO_4$$

$$H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_4 + HCl$$