1.II.مفاهيم الأكسدة والاختزال

1.1.II. تعاريف :

أ. **المؤكسد:** هو كل فرد كيميائي قادرًا على اكتساب إلكترون أو أكثر (مستقبل إلكتروني).

ب. **المرجع:** هو كل فرد كيميائي قادرًا على فقدان إلكترون أو أكثر (مانح إلكتروني).

ج. **الأكسدة:** تفاعل كيميائي يفقد خلاله أحد الأفراد الكيميائية إلكترونًا أو أكثر.

د. **الإرجاع:** تفاعل كيميائي يكتسب خلاله أحد الأفراد الكيميائية إلكترونًا أو أكثر.

$$Ox + né \underset{\text{اكسدة}}{\overset{\text{ارجاع}}{\rightleftharpoons}} Red$$

ه. **الزوج Ox/Red:** تتكون من مؤكسد و مرجع مرافق له، ترتبط بواسطة معادلة الكترونية.

ملاحظة: إذا كان وسط التفاعل مائيًا، فيمكن أيضًا تبادل جزيئات الماء، أيونات H^+ (aq) أو OH^- (aq).

مثال: $Cu_{(s)} = Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,é$

2.1.II.عدد أكسدة عنصر:

في تفاعل الأكسدة والاختزال بين فلز ولا فلز ، من السهل "متابعة" انتقال الإلكترونات بين المرجع والمؤكسد. يكون هذا أكثر صعوبة عندما يتضمن التفاعل عنصرين غير معدنين. من أجل "متابعة" نقل الإلكترونات ، أنشأ الكيميائيون أداة ملائمة تستخدم عدد أو درجة الأكسدة (يرمزلها بالرمز n.o). هذا الأخير يجعل من الممكن معرفة ما إذا كان يمكن اختزال العنصر الكيميائي أو يتأكسد سواء كان بمفرده أو منخرطًا في بنية جزيئية أو أيونية. لذلك سيحدد لكل عنصر كيميائي رقم أكسدة باتباع القواعد التالية:

القاعدة 1: عدد أكسدة عنصر ما في جسم نقي بسيط ذري أو جزيئي يساوي 0.

مثال: $Cl_2\,;\, n.o(Cl) = 0 ، Cu\,;\, n.o\,(Cu) = 0$

القاعدة 2: عدد أكسدة عنصر في أيون أحادي الذرة يساوي شحنة هذا الأيون.

مثال: $O^{2-}\,;\, n.o\,(O) = -2 ، Ca^{2+}\,;\, n.o(Ca) = +2$

القاعدة3: مجموع اعداد أكسدة كل عناصر في جزيء محايد يساوي 0.

مثال: $H_2O : n.o(O) + 2n.o(H) = 0$

وعند الأيون يساوي شحنة هذا الأيون.

مثال: $NO_3^- : n.o\,(N) + 3n.o\,(O) = -1$

القاعدة 4: في المركبات ، العناصر المعدنية لها رقم موجب: عناصر المجموعة IA (القلوية) لها دائمًا عدد أكسدة +1.

مثال : $NaCl : n.o(Na) + n.o(Cl) = 0$ أي $n.o(Na) = +1$ ،comme $n.o(Cl) = -1$

عناصر المجموعة IIA (القلوية الترابية) دائمًا $n.o = +2$

مثال : $CaF_2 : n.o(Ca) + 2n.o(F) = 0$ أي $n.o(Ca) = +2\,, n.o(F) = -1$

هناك استثناءات:

- بالنسبة لعنصر الأكسجين ، في بيروكسيد الهيدروجين H_2O_2 (بيروكسيد الهيدروجين) فان: $n.o\,(O) = -1$.

وأما لعنصر الهيدروجين ، في هيدرات المعادن مثل LiH و NaH فان: $n.o\,(H) = -1$.

- عندما يتأكسد عنصر ما ، يزداد عدد تأكسده.
- عندما يرجع عنصر ما ، يقل عدد أكسدة عنصره.

2.II.تحديد معاملات تفاعلات الأكسدة - الارجاعية:

1.2.II.توازن تفاعلات الأكسدة - الارجاعية:

أ. طريقة حالات التأكسد:

- تعيين حالات الأكسدة لجميع الذرات ،
- ابحث عن الذرة التي تأكسدت وحدد الزيادة في حالة أكسدتها ،
- ابحث عن الذرة التي اختزلت وحدد النقص في حالة أكسدتها ،
- اختر معاملات الأنواع التي تحتوي على الذرات التي تغير عدد أكسدتها ، بحيث تساوي الزيادة الإجمالية في أعداد الأكسدة إجمالي الانخفاض في أعداد الأكسدة.
- وازن باقي المعادلة عن طريق الفحص.

ب. طريقة نصف التفاعل:

- كتابة معادلات التفاعلات النصفية للأكسدة والاختزال
- من أجل كل نصف تفاعل:
- نقوم بموازنة جميع العناصر باستثناء H و O
- نوازن الأكسجين بالـ H_2O.
- نوازن الهيدروجين بـ H^+ أوبـ (OH^-)
- نوازن الشحنات بالإلكترونات.
- إذا لزم الأمر ، اضرب أحد نصفي التفاعلات في العدد اللازم بحيث تتساوى الإلكترونات المشاركة في كل من نصفي التفاعل.
- نضيف نصفي التفاعلات ونستبعد الأنواع المتطابقة.
- * تأكد من احترام توازن العناصر والشحنات.
- غالبًا ما يرتبط اختيار الوسط الحمضي أو الأساسي بالقيود التجريبية ، وبعض الهيدروكسيدات في الواقع تترسب.

مثال :

ليكن لدينا التفاعل التالي:

$$K_2CrO_4 + Mg + HCl\ MgCl_2 + CrCl_3 + KCl + H_2O$$

1 / تحديد الأزواج والعناصر التي تغير n.o أثناء التفاعل

$$K_2CrO_4 + Mg + HCl \longrightarrow MgCl_2 + CrCl_3 + KCl + H_2O$$

$$n.o: Cr = +6\ , Mg = 0\ , Cl = -I\ \ , Mg = +2\ , Cr = +3\ , Cl = -I$$

2 / كتابة نصفي تفاعلات الأكسدة-الاختزال وأزواج الاكسدة والاختزال

$$Mg \rightleftarrows Mg^{+2} + 2e^-$$

$$Cr^{+6} + 3e^- \rightleftarrows Cr^{3+}$$

3 / الثنائيات Ox/red : Mg^{+2}/Mg و Cr^{+6}/Cr^{3+}

4/ تساوي عدد الالكترونات: Mg^{+2}/Mg $[Mg \rightleftarrows Mg^{+2} + 2e^-]x3$

Cr^{+6}/Cr^{3+} $[Cr^{+6} + 3e^- \rightleftarrows Cr^{3+}]x2$

$$3Mg + 2\,Cr^{+6} \rightleftarrows 3Mg^{+2} + 2Cr^{3+}$$

5 / ندخل المعاملات الستكيومترية لمعادلة التوازن للمغنيسيوم والكروم في المعادلة الرئيسية ونوازن باقي العناصر

$$2\,K_2CrO_4 + 3\,Mg + 16\,HCl \rightleftarrows 3\,MgCl_2 + 2\,CrCl_3 + 4\,KCl + 8\,H_2O$$

ج. حالات خاصة من تفاعلات الأكسدة والاختزال: **متذبذب وعدم التناسب**

✓ **التذبذب(Ampholyte):** هي سمة تتصرف فيها المادة أحيانًا كعامل مختزل وأحيانًا كمؤكسد.

مثال: الماء هو أمفوليت الأكسدة والاختزال

- يعمل كمرجع في الزوجين O_2 / H_2O: $\frac{1}{2}\,O_2\,(g) + 2H^+\,(aq) + 2e^- \rightleftarrows H_2O$
- يعمل كمؤكسد في الزوجين H_2O/H_2: $H_2O + 2e^- \rightleftarrows OH^- + \frac{1}{2}\,H_2\,(g)$

✓ **عدم التناسب:** هو حالة خاصة في بعض تفاعلات الأكسدة والاختزال التي يعمل فيها نفس النوع كعامل مؤكسد وعامل مختزل. هذا هو الحال عندما يتم العثور على عنصر موجود في البداية عند درجة واحدة من الأكسدة، بعد التفاعل، تحت أكثر من درجتين مختلفتين من الأكسدة.

مثال:

$$3Cl_2 + 6\,HO^- \leftrightarrows 5\,Cl^- + ClO_3^- + 3\,H_2O$$

n.o de Cl : 0 -I +V

يظهر التفاعل أن ذرة كلور واحدة (n.o = 0) يتم اختزالها إلى أيون كلوريد (n.o = -1) وتتأكسد ذرة كلور أخرى إلى أيون كلورات (n.o =+5)

$$2Cu^+_{(aq)} \leftrightarrows Cu_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)}$$

في تفاعل عدم التناسب هذا ، تكون أنواع Cu^+ غير متناسبة عبارة عن أمفوليت يتفاعل مع نفسه ، كعامل مؤكسد (معادلة.1) وكعامل مختزل (معادلة.2) ، لإعطاء مؤكسد آخر (n.o = +2) وعامل اختزال آخر (n.o = 0). وبالتالي ، لا يمكن أن يظل Cu في محلول مائي (وجود قصير) وهو في الواقع زوجان Cu^{2+} / Cu هو الذي يحدد تفاعلات الأكسدة والاختزال للنحاس في الماء.

$$Cu^+_{(aq)} + 1e^- \leftrightarrows Cu_{(s)}$$
$$Cu^+_{(aq)} \leftrightarrows Cu^{2+}_{(aq)} + 1e^-$$