

Regeln zum Aufstellen komplizierter Redoxgleichungen

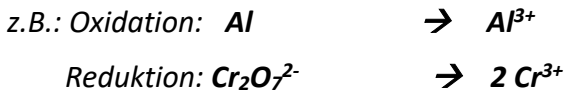
0. Vorüberlegung

Welche Atome **verändern ihre Oxidationszahl**? Bilden Sie daraus **Redoxpaare**. Sorgfältig vorgehen, sonst geht es später nicht auf! Bei organischen Stoffen Strukturformeln verwenden!

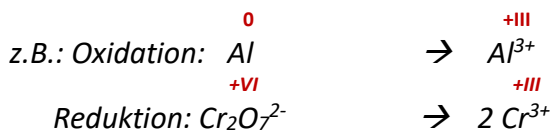
z.B.: **Al** wird zu **Al³⁺** **oxidiert**; **Cr₂O₇²⁻** wird zu **Cr³⁺** **reduziert**

1. Erstellen der Teilgleichungen

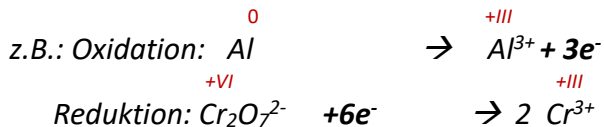
1.1 Schreiben Sie **Edukt und Produkt des Redoxpaars** mit Platz für mehr als Gleichung auf. Passen Sie bereits **Koeffizienten** an. (Wichtig! Sonst gibt es Probleme!)



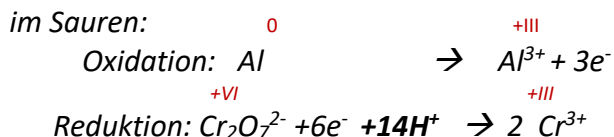
1.2 Schreiben Sie die **Oxidationszahlen**, die sich verändern darüber.



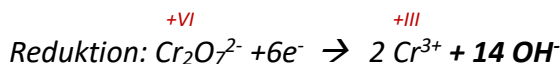
1.3 Bestimmen Sie die **Anzahl der verschobenen Elektronen**: Multiplizieren Sie die Differenz der OZ eines Atoms mit der Anzahl des Atoms und schreiben Sie die Elektronenzahl bei der Oxidation als Produkt, bei der Reduktion als Edukt dazu.



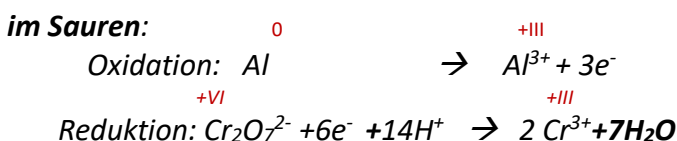
1.4 Gleichen Sie die **Ladung** aus, indem Sie im sauren Milieu **Protonen** verwenden, im alkalischen Milieu **Hydroxidionen**. Die Ladung muss dann links und rechts gleich sein.



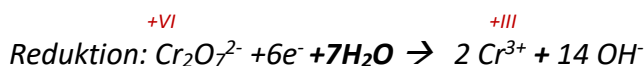
im Alkalischen:



1.5 Richten Sie die Teilgleichung **mit Wasser ein**. Am einfachsten richten Sie sich nach den Wasserstoffatomen und prüfen dann die Sauerstoffatome nach.

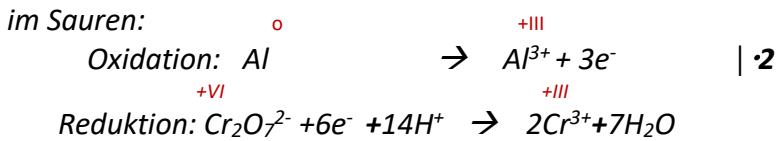


im Alkalischen:

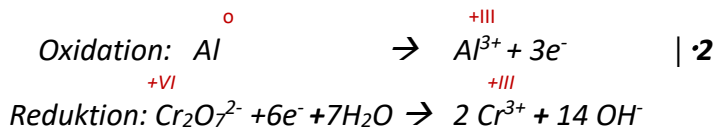


2. Erstellen der Gesamtgleichung

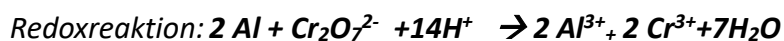
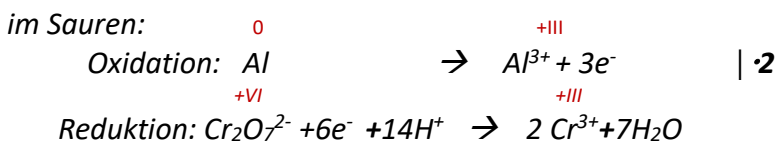
2.1 Multiplizieren Sie die Teilgleichungen (falls nötig) so mit einem Faktor, dass die **Elektronenzahl gleich** ist. Schreiben Sie den Faktor mit Strich an den Rand.



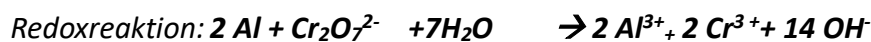
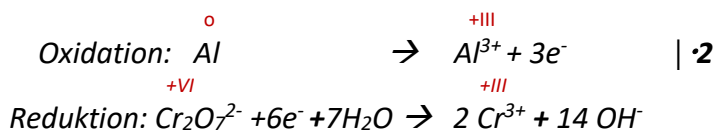
im Alkalischen:



2.2 Addieren Sie die Teilgleichungen und schreiben Sie die Gesamtgleichung mit einem Strich darunter. Achten Sie darauf, **alles** mit dem Faktor zu multiplizieren, die Elektronen kürzen sich heraus.



im Alkalischen:



2.3 Überprüfen Sie die Gesamtgleichung: Ist die **Ladung** links und rechts gleich hoch? Ist die **Anzahl der Atome** gleich groß? Falls es Probleme gibt, liegt der Fehler oft ganz am Anfang bei der **Bestimmung der Oxidationszahl** oder **fehlenden Koeffizienten** bei den Redoxpaaren.

Tip: Lassen Sie alle Teilchen weg, die sich nicht verändern (z.B. Säurerestanionen, die nur mitgeschleift werden).

Anmerkung: Wenn die Reaktion **nicht in wässriger Lösung** stattfindet, erfolgt Ladungsausgleich durch vorhandene Ionen. (Vgl. Oxidation von Alkoholen mit Kupferoxid)



Kurzfassung:

1. Redoxpaare finden
2. Redoxpaare mit OZ und Koeffizienten in Teilgleichungen schreiben
3. Elektronenzahl links (Reduktion) bzw. rechts (Oxidation) ergänzen.
4. Ladung mit H⁺ bzw. OH⁻ anpassen.
5. Gleichungen mit H₂O einrichten
6. Gleichungen auf gleiche Elektronenzahl erweitern und addieren.

