

## Regeln zum Aufstellen komplizierter Redoxgleichungen

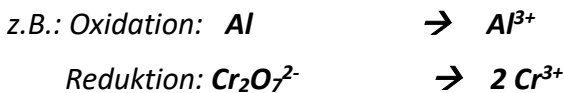
**0. Vorüberlegung**

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

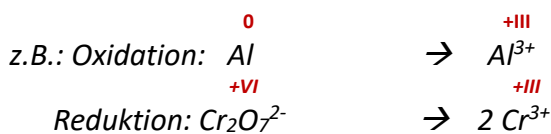
z.B.: **Al** wird zu **Al<sup>3+</sup>** **oxidiert**; **Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup>** wird zu **Cr<sup>3+</sup>** **reduziert**

**1. Erstellen der Teilgleichungen**

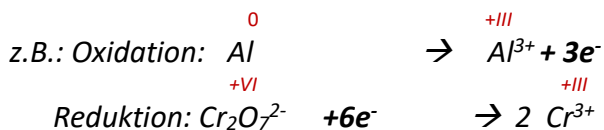
**1.1** Schreiben Sie **Edukt und Produkt des Redoxpaars** mit Platz für mehr als Gleichung auf. Passen Sie bereits **Koeffizienten** an. (Wichtig! Sonst gibt es Probleme!)



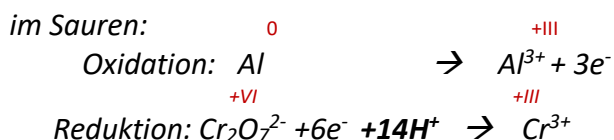
**1.2** Schreiben Sie die **Oxidationszahlen**, die sich verändern darüber.



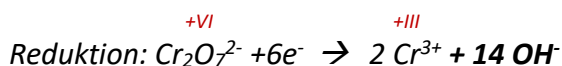
**1.3** Bestimmen Sie die **Anzahl der verschobenen Elektronen**: Multiplizieren Sie die Differenz der OZ eines Atoms mit der Anzahl des Atoms und schreiben Sie die Elektronenzahl bei der Oxidation als Produkt, bei der Reduktion als Edukt dazu.



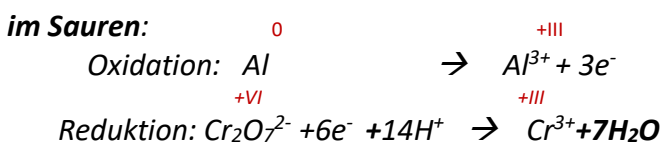
**1.4** Gleichen Sie die **Ladung** aus, indem Sie im sauren Milieu **Protonen** verwenden, im alkalischen Milieu **Hydroxidionen**. Die Ladung muss dann links und rechts gleich sein.



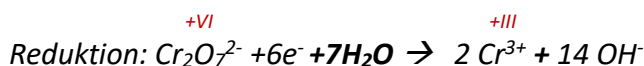
im Alkalischen:



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

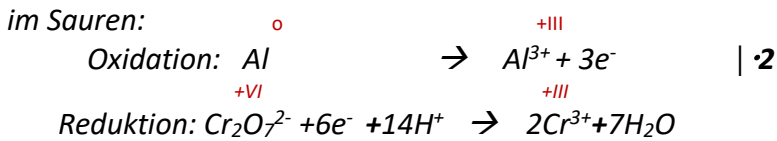


im Alkalischen:

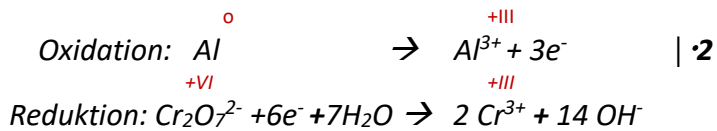


## 2. Erstellen der Gesamtgleichung

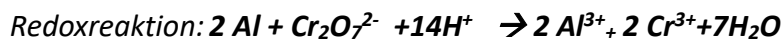
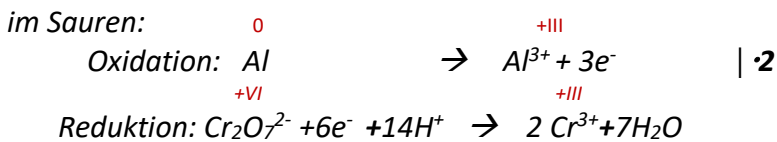
2.1 Multiplizieren Sie die Teilgleichungen (falls nötig) so mit einem Faktor, dass die **Elektronenzahl gleich** ist. Schreiben Sie den Faktor mit Strich an den Rand.



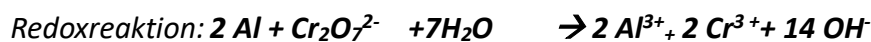
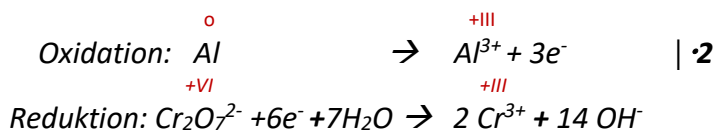
im Alkalischen:



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<sup>+</sup> bzw. OH<sup>-</sup> anpassen.
5. Gleichungen mit H<sub>2</sub>O einrichten
6. Gleichungen auf gleiche Elektronenzahl erweitern und addieren.

