# Die elektrochemische Spannungsreihe

Wenn man Halbzellen verschiedener Elemente oder Redoxsysteme unter Standardbedingungen aufbaut und gegen die Normal-Wasserstoffhalbzelle misst, so erhält man das jeweilige Standard-Potential $E^0$.

Sortiert man die Redoxsysteme entsprechend ihres Standardpotentials, entsteht die **elektrochemische Spannungsreihe**.



| **Element im Redoxpaar, dessen Oxidationsstufe sich ändert** | **oxidierte Form + z $e^-$ ⇌ reduzierte Form** | **Standardpotential $E^0$** |
|---|---|---|
| Fluor | $F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2F^-$ | +2,89V |
| Mangan(VII) | $MnO_4^- + 4H_3O^+ + 3e^- \rightleftharpoons MnO_2 + 8H_2O$ | +1,679V |
| Chlor | $Cl_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$ | +1,396V |
| Chrom(VI) | $Cr_2O_7^{2-} + 14H_3O^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 21H_2O$ | +1,36V |
| Brom | $Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$ | +1,098V |
| Silber | $Ag^+ + e^- \rightleftharpoons Ag$ | +0,799V |
| Iod | $I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$ | +0,535V |
| Kupfer(I) | $Cu^+ + e^- \rightleftharpoons Cu$ | +0,518V |
| Kupfer(II) | $Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$ | +0,339V |
| Wasserstoff | $2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O + H_2$ | 0V |
| Eisen(III) | $Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe$ | -0,037V |
| Blei | $Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$ | -0,126V |
| Zinn | $Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$ | -0,141V |
| Chrom | $Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$ | -0,89V |
| Zink | $Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$ | -0,762V |
| Aluminium | $Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$ | -1,677V |
| Natrium | $Na^+ + e^- \rightleftharpoons Na$ | -2,714V |
| Calcium | $Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$ | -2,868V |
| Lithium | $Li^+ + e^- \rightleftharpoons Li$ | -3,040V |

## Anwendungen und Gesetzmäßigkeiten



1. Je weiter oben ein Redoxsystem in der Spannungsreihe steht, desto höher sein Vermögen, Elektronen aufzunehmen, bzw. anderen Reaktionspartnern Elektronen zu entziehen.
2. Je weiter unten ein Redoxsystem in der Spannungsreihe steht, desto höher sein Vermögen, Elektronen abzugeben, bzw. Elektronen auf andere Reaktionspartner zu übertragen.
3. Systeme mit hohem Standardpotential sind starke Oxidationsmittel.

4. Systeme mit niederigem Standardpotential sind starke Reduktionsmittel
5. Mit dem Standardpotential lassen sich Vorhersagen über den Ablauf von chemischen Reaktionen machen; Das System mit niedrigerem Potential gibt Elektronen an das mit dem höheren ab,
6. Das System mit dem niederigerem Standardpotential bildet die Donatorhalbzelle, das mit dem höheren die Akzeptorhalbzelle.

From:
https://schule.riecken.de/ - **Unterrichtswiki**

Permanent link:
**https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:redox:oxidationseries**

Last update: **2025/08/14 11:10**