

Oxidationszahlen

Oxidationszahlen werden mit der Notation +/- Römische Zahl geschrieben. Bei Organischen Molekülen sollten die Moleküle auf jeden Fall gezeichnet werden. Bei anorganischen kann es auch reichen nach den Faustregeln vorzugehen:

1. Wasserstoff +I
2. Fluor -I
3. Sauerstoff -II
4. Halogene -I

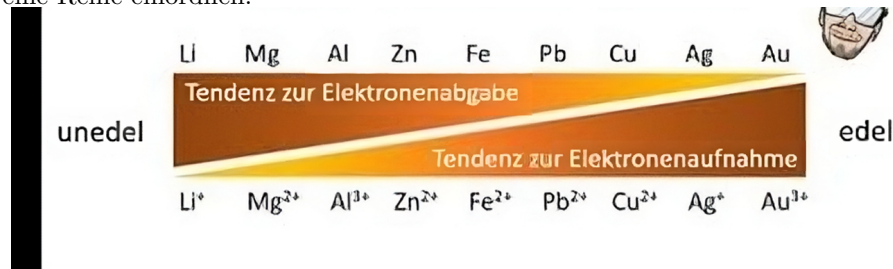
RedOx Reaktionen

Bei RedOx Reaktionen werden Elektronen nach einem Donator-Akzeptor-Prinzip übertragen. Der Donator wird oxidiert, während der Akzeptor reduziert wird. Bei einer RedOx Reaktion muss immer beides gleichzeitig stattfinden. Eine RedOx Reaktion lässt sich an den Oxidationszahlen erkennen. Die OZ des reduzierten Stoffs wird reduziert, während die des oxidierten steigt.

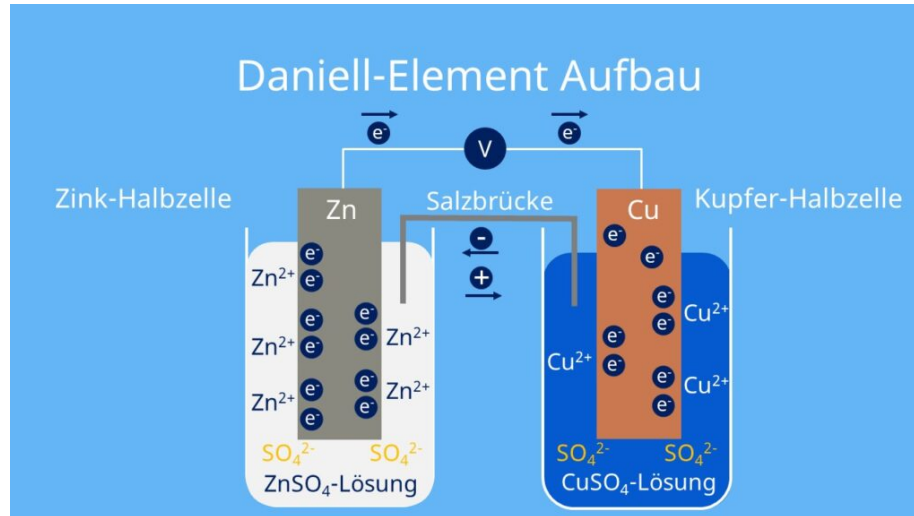
Die Schreibweise für ein korrespondierendes RedOx Paar ist: reduzierte Form/oxidierte Form, z.B. Cu/Cu^{2+} oder $2Cl^{-}/Cl_2$

Die RedOx Reihe

RedOx Reaktionen laufen nur in eine Richtung spontan ab. Daher lassen sie sich in eine Reihe einordnen.

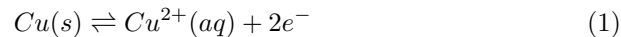


Galvanische Zellen



Lösungstension

In einer Lösung gehen Stoffe häufig als Ionen in Lösung. Dabei hinterlassen sie Elektronen. Das ganze ist eine Gleichgewichtsreaktion



Konzentrationselement

Bei einem Konzentrationselement werden 2 gleiche Halbzellen verwendet. Der einzige Unterschied ist die Konzentration der Salzlösung. Ist die Konzentration geringer, so verschiebt sich die Konzentration nach "rechts". Daher wird lädt sich die Elektrode stärker auf und das Potential wird kleiner. Pro Größenordnung unter 1 mol/L sinkt das Potenzial um 0,059 Volt.

Die Standardwasserstoffhalbzelle

Dem RedOx Paar $\text{H}_2/2\text{H}^+$ der Standardwasserstoffhalbzelle wird als Referenz das Elektrodenpotenzial 0V zugeordnet. In der Halbzelle befindet sich eine Salzsäure Lösung mit der Konzentration $c = 1 \text{ mol/L}$. Es wird Wasserstoff bei einer Temperatur von 25°C mit 1013 hPa unter eine platiniierte Platinelektrode gesprudelt.

Anhand der Wasserstoffhalbzelle kann jeder Halbzelle ein Standardelektrodenpotenzial zugeordnet werden:

$$U = \Delta E^\circ = \Delta E^\circ(\text{Akzeptor Halbzelle}) - \Delta E^\circ(\text{Donator Halbzelle}) \quad (2)$$

Elektrolyse

Bei einer Elektrolyse wird das Prinzip einer Galvanischen Zelle umgekehrt. Sie ist die Umkehrreaktion der spontan ablaufenden Reaktion in der GZ.

Zersetzungsspannung

Für eine kontinuierliche Abscheidung von Elektrolyseprodukten ist eine Mindestspannung, die Zersetzungsspannung U_Z nötig. Bereits bei geringen Spannungen entstehen Elektrolyseprodukte. Somit ist eine GZ und eine Gegenspannung entsteht. Trotzdem fließt unterhalb von U_Z bereits ein geringer Strom, auch *Diffusionsstrom* genannt. Dies geschieht, da kleine Teile der Elektrolyseprodukte in Lösung gehen und damit für die Rückreaktion ausfallen..

Die Differenz zwischen tatsächlicher und theoretischer Spannung heißt Überspannung $U_{\ddot{u}}$

$$U_{\ddot{u}} = U_{gemessen} - U_{theoretisch} \quad (3)$$