

## Hinweis

Bei dieser Datei handelt es sich um ein Protokoll, das einen Vortrag im Rahmen des Chemielehramtsstudiums an der Uni Marburg referiert. Zur besseren Durchsuchbarkeit wurde zudem eine Texterkennung durchgeführt und hinter das eingescannte Bild gelegt, so dass Copy & Paste möglich ist – aber Vorsicht, die Texterkennung wurde nicht korrigiert und ist gerade bei schlecht leserlichen Dateien mit Fehlern behaftet.

Alle mehr als 700 Protokolle (Anfang 2007) können auf der Seite [http://www.chids.de/veranstaltungen/uebungen\\_experimentalvortrag.html](http://www.chids.de/veranstaltungen/uebungen_experimentalvortrag.html) eingesehen und heruntergeladen werden.

Zudem stehen auf der Seite [www.chids.de](http://www.chids.de) weitere Versuche, Lernzirkel und Staatsexamensarbeiten bereit.

Dr. Ph. Reiß, im Juli 2007

Klaus Rolbietzki

3550 Marburg, d. 31.08.81

Alter Ebsdorfer Weg 8

173

P r o t o k o l l

zum

L e h r a m t s v o r t r a g

D A S   D O N A T O R - A K Z E P T O R - P R I N Z I P

## Das Donator-Akzeptor-Prinzip

### Gliederung:

1. Einleitung
2. Redox-Reaktionen
  - 2.1. Beispiele für Redox-Reaktionen
  - 2.2. Das elektrochemische Potential
3. Säure-Base-Reaktionen nach BRÖNSTEDT und LOWRY
  - 3.1. Beispiel für Säure-Base-Reaktion
  - 3.2. Das protochemische Potential
4. Komplexreaktionen
  - 4.1. Beispiele für Komplexreaktionen
5. Vergleich der Reaktionstypen
  - 5.1. Säure-Base-Reaktionen nach USSANOWITSCH

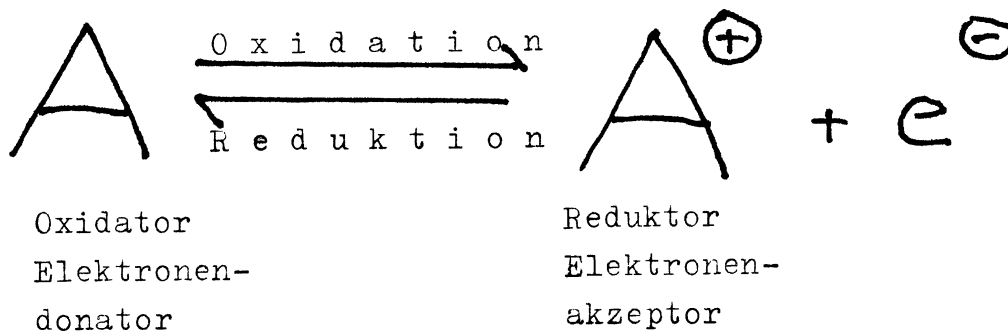
## 1. Einleitung

In verschiedenen Materialien zur Sekundarstufe II findet sich häufiger der Begriff Donator - Akzeptor - Prinzip. In meinem Vortrag will ich versuchen, die Bedeutung dieses Begriffs zu klären. Dazu werde ich die drei wesentlichsten Reaktionstypen der Anorganischen Chemie vergleichend betrachten. Angeregt dazu wurde ich durch den Artikel: 'Das Donator-Akzeptor-Prinzip' von B. BUSS in der Zeitschrift 'Chemieunterricht' Heft 3, 1977.

## 2. Redox-Reaktionen

Eine Oxidation ist ein Vorgang, bei dem einem Teilchen (Atom, Molekül, Ion) Elektronen entzogen werden.

Eine Reduktion ist der umgekehrte Vorgang. Hierbei werden von einem Teilchen Elektronen aufgenommen.

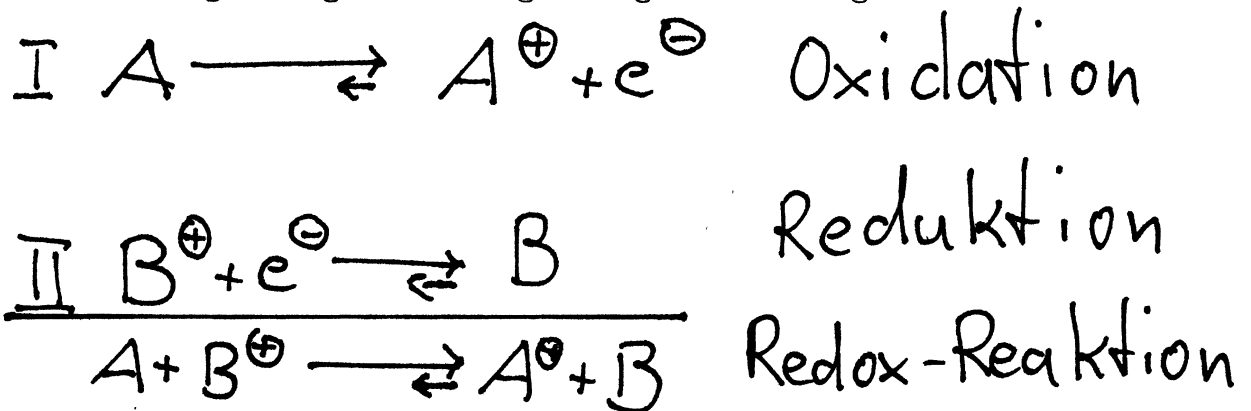


$\text{A}/\text{A}^{\oplus} + \text{e}^{\ominus}$  gehören stets zusammen und bilden ein korrespondierendes Redox-Paar oder eine Redox-Halbzelle

Oxidationsmittel sind Substanzen, die eine Oxidation bewirken.

Reduktionsmittel sind Substanzen, die eine Reduktion bewirken.

Eine Redox-Reaktion kann nur zustande kommen, wenn zwei korrespondierende Redox-Paare vorhanden sind, deren Reaktionsgleichgewichtslagen umgekehrt liegen.

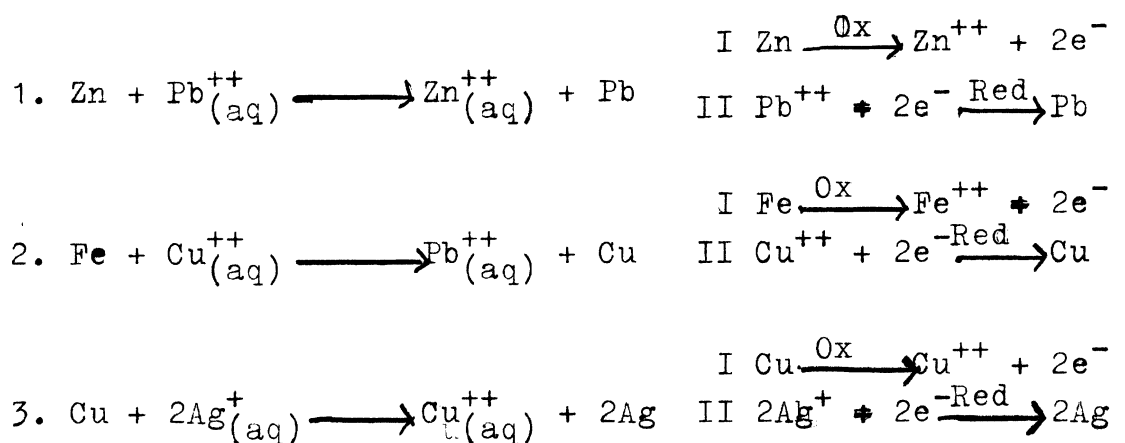


### 2.1. Beispiele für Redox-Reaktionen

Im folgenden will ich drei Beispiele für Redox-Reaktionen demonstrieren.

#### Versuch 1:

In ein molare Lösungen von  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  taucht ein Zinkblech, von  $\text{CuSO}_4$  ein Eisenblech und in  $\text{AgNO}_3$  ein Kupferblech. Nach kurzer Zeit scheidet sich am Zink Blei ab, am Eisen Kupfer und am Kupfer Silber ab.

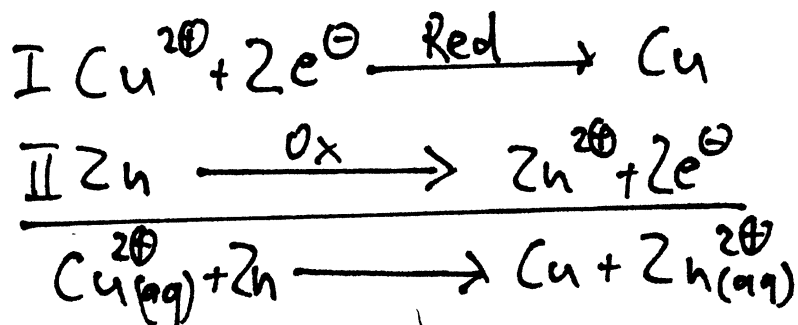
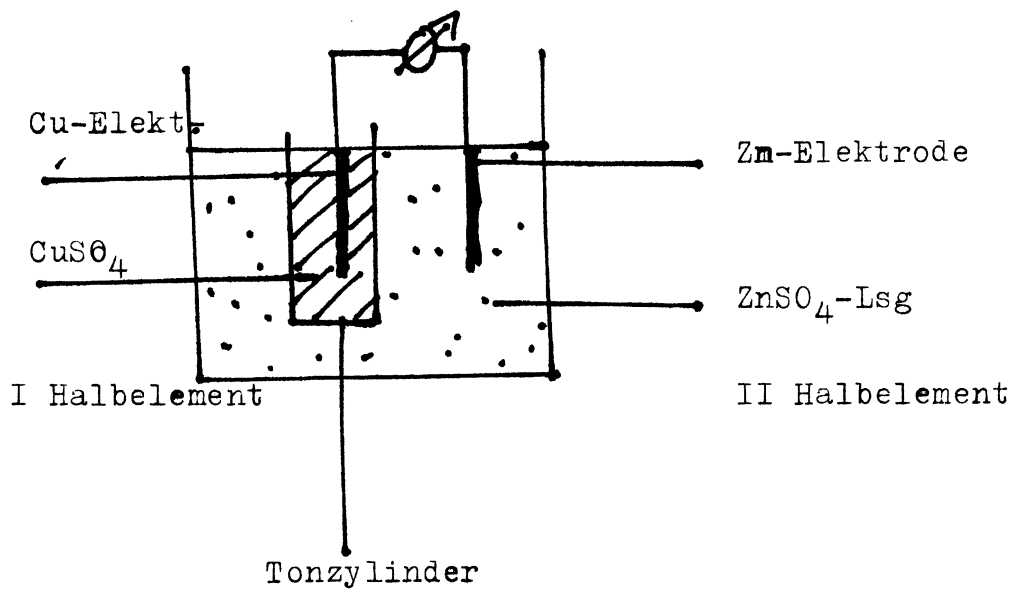


Aus dem geschilderten Versuch läßt sich schließen, daß die Elektronen-Donator-Tendenz eines korrespondierenden Redox-Paares jeweils abhängig ist vom zweiten Redox-Paar, das zur Reaktion gehört.

Zn/Zn <sup>2+</sup>	↓	Elektronendonatortendenz
Pb/Pb <sup>2+</sup>		= reduzierende Wirkung
Cu/Cu <sup>2+</sup>		= Oxidierbarkeit
Ag/Ag <sup>+</sup>		nimmt ab

## 2.2. Das elektrochemische Potential

### Versuch 2: Daniell-Element



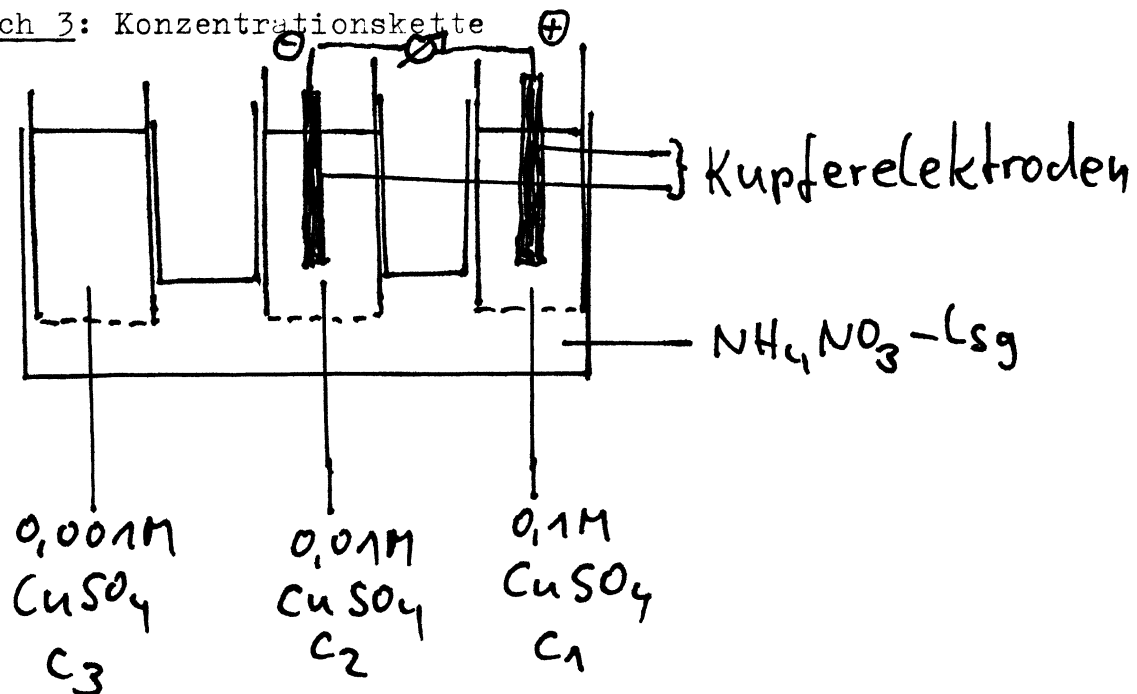
Die Tatsache, daß man zwischen zwei Halbzellen eine elektrische Spannung messen kann, zeigt an, daß offenbar jedem Redoxpaar ein charakteristisches Potential (Redoxpotential) zuzuordnen ist.

Da es praktisch nicht möglich ist, Einzelpotentiale von Halbzellen zu messen, sondern nur Potentialdifferenzen, hat man das Potential der Normalwasserstoffelektrode willkürlich gleich null gesetzt und mit diesem Hilfsmittel die Normalpotentiale  $E^0$  der Redoxpaare bestimmt.

In der Elektrochemischen Spannungsreihe erhalten die Normalpotentiale der Redoxpaare, die Elektronen abgeben, wenn sie mit der Normalwasserstoffelektrode in Verbindung werden, ein negatives Vorzeichen, solche, die Elektronen aufnehmen ein positives.

Daß das Elektrochemische Potential konzentrationsabhängig ist, soll der folgende Versuch zeigen.

### Versuch 3: Konzentrationskette



Die Konzentrationsabhängigkeit des Potentials läßt sich wie folgt berechnen:

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \log \frac{[Ox]}{[Red]} \quad \begin{array}{l} [Ox] = [Cu^{2+}] \\ [Red] = Cu = \text{konst.} \end{array}$$

NERNST-Gleichung

$$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \log [Cu^{2+}]$$

$$E = E_1 - E_2 = \left( E^0 + \frac{0,059}{n} \log C_1 \right) - \left( E^0 + \frac{0,059}{n} \log C_2 \right) \\ = \frac{0,059}{n} \log \frac{C_1}{C_2}$$

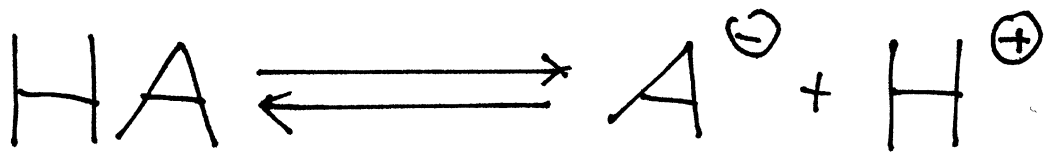
$$E_{C_1 - C_2} = \frac{0,059}{2} \log \frac{0,1}{0,01} = 0,0295 \text{ V}$$

$$E_{C_1 - C_3} = \frac{0,059}{2} \log \frac{0,1}{0,001} = 0,059 \text{ V}$$

### 3. Säure-Base-Reaktionen nach BRÖNSTEDT und LOWRY

Eine Säure ist ein Teilchen, das Protonen abgibt, ein Protonendonator.

Eine Base ist ein Teilchen, Protonen aufnimmt, ein Protonenakzeptor.

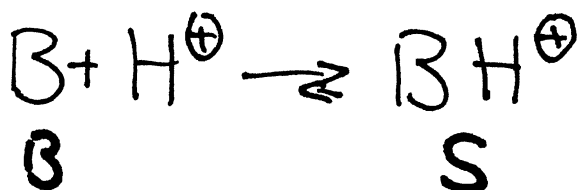
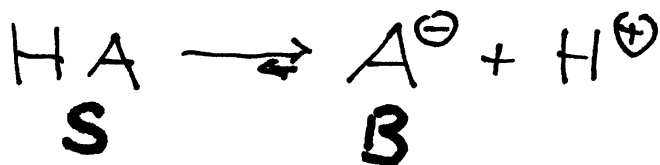


Protonendonator  
Säure

Protonenakzeptor  
Base

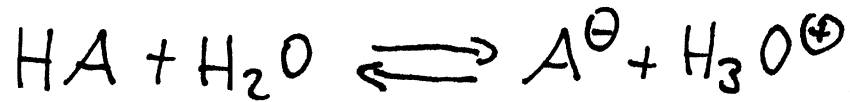
Ebenso wie beim Redoxpaar gehören Säure und Base als korrespondierendes Säure-Base-Paar oder Säure-Base-Halbzelle zusammen.

Da freie Protonen ebensowenig existieren können wie freie Elektronen, kann eine Säure nur Protonen abgeben, wenn eine starke Base zugegen ist, die stärker ist als das eigene Säureanion.





Die Protonenübertragung ist abhängig von der Protonenakzeptortendenz der zugegebenen Base und der Protonendonatortendenz der Säure. Um ein Maß für die Stärke (Donatortendenz) von Säuren zu bekommen, läßt man sie mit dem Ampholyten Wasser reagieren.



$$\frac{[\text{A}^\ominus] \cdot [\text{H}_3\text{O}^\oplus]}{[\text{HA}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = K \quad [\text{H}_2\text{O}] = \text{konst.}$$

$$\frac{[\text{A}^\ominus] \cdot [\text{H}_3\text{O}^\oplus]}{[\text{HA}]} = K_s$$

### 3.2. Das Protochemische Potential

Die Säurekonstante  $K_s$  gibt den Dissoziationsgrad der Säure, das entspricht der Säurestärke oder dem protochemischen Potential, an. Die  $K_s$ -Werte lassen sich ähnlich wie die Normalpotentiale der Redoxsysteme zu einer Protochemischen Spannungsreihe anordnen. Das Protochemische Potential ist ebenfalls konzentrationsabhängig.

Durch Umformen des MWG erhält man einen Zusammenhang zwischen  $[\text{H}_3\text{O}^\oplus]$  und der Konzentration der gelösten Säure und ihrer konjugierten Base

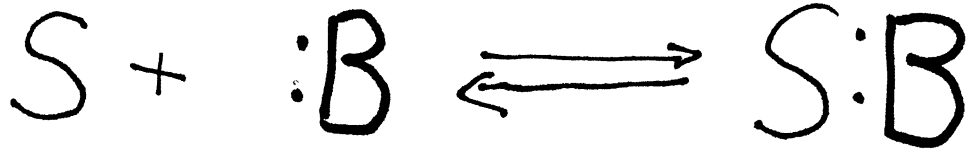
$$\frac{[\text{H}_3\text{O}^\oplus] [\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = K_s$$

$$[\text{H}_3\text{O}^\oplus] = K_s \frac{[\text{HA}]}{[\text{A}^-]} \Rightarrow \text{pH} = \text{p}K_s + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

HENDERSON-HASSELBACH  
Gleichung

#### 4. Komplexreaktionen

Komplexreaktionen lassen sich als Säure-Base-Reaktionen nach LEWIS beschreiben



Elektronen-  
paarakzeptor  
Säure

Elektronen-  
paardonator  
Base

Elektronen-  
donatorkom-  
plex

Die Stabilität eines solchen Komplexes ist ersichtlich am K-Wert, der Komplexbildungskonstante, der Reaktion.

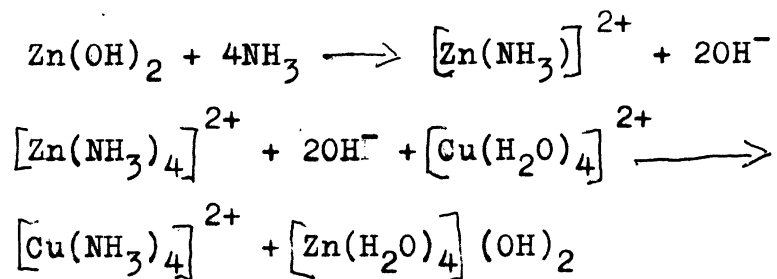
$$\frac{[S\text{:B}]}{[S][\text{:B}]} = K$$

Häufig allerdings sind LEWIS-Säure-Base-Reaktionen als Substitutionsreaktionen zu beschreiben.

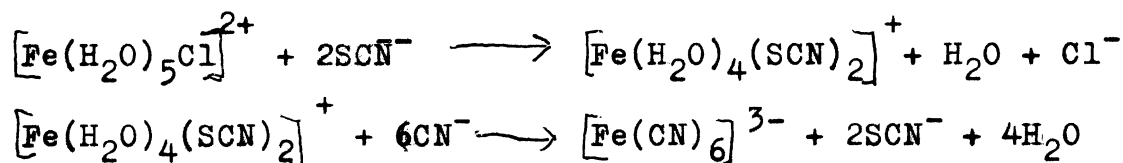


#### 4.1. Beispiele für Komplexreaktionen

##### Versuch 5:



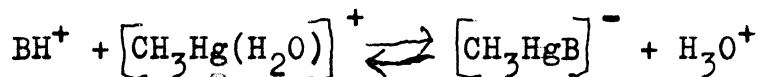
Der Kupfertetramin-Komplex ist stabiler als der Zinktetraminkomplex. Die Stabilität des Komplexes ist abhängig vom Elektronenpaarakzeptorpotential der Säuren.



Der Eisencyanidkomplex ist stabiler als der Rhodanitkomplex. Hier ist die Stabilität abhängig von dem Elektronendonatorpotential der Basen.

Man kann für LEWIS Säuren und Basen keine allgemeingültige Spannungsreihe der Donator- bzw. Akzeptorpotentiale formulieren. Dies läßt sich lediglich in Bezug auf ein bestimmtes Zentralatom oder einen bestimmten Liganden formulieren.

Einen Ansatz zur qualitativen Betrachtung von LEWIS-Säure-Base-Reaktionen hat PEARSON mit seinem System der harten und weichen Säuren und Basen gemacht. Dazu hat er das Verhalten von Komplexen gegenüber dem Quecksilbermethyalaquokomplex betrachtet.



Basen, die eine größere Donozität zu  $\text{H}^+$  besitzen als zu  $[\text{CH}_3\text{Hg(H}_2\text{O)}]^{2+}$ , sind hart.

Säuren, die in ihrer Akzeptorfunktion  $[\text{CH}_3\text{Hg(H}_2\text{O)}]^{2+}$  ähneln sind weich.

## 5. Vergleich der Reaktionstypen

Redox-Reaktionen	Säure-Base-Reaktionen nach BRÖNSTEDT und LOWRY	Säure-Base-Reaktionen nach LEWIS
- Elektronenübertragung	- Protonenübertragung	- Elektronenpaarübertragung
Reduktor $\Rightarrow$ Oxidator + e <sup>-</sup>	- Säure $\Rightarrow$ Base + H <sup>+</sup>	- S + :B $\rightleftharpoons$ S:B
korresp. Redoxpaar = Redox-Halbzelle	korresp. Säure-Base-Paar = Säure-Base-Halbzelle	
- elektrochemische Spannungsreihe	- protochemische Spannungsreihe	- System der harten und weichen Säuren und Basen nach PEARSON
höhere Stellung des Redox-Paares $\Rightarrow$ größere Donator-tendenz	höhere Stellung des Säure-Base-Paares $\Rightarrow$ größere Donator-tendenz	
relat. Stellung erlaubt Vorhersage über Reaktionsverl.	relat. Stellung erlaubt Vorhersage über Reaktionsverlauf	
- Konzentrationsabhängigkeit des Potentials	- Konzentrationsabhäng. des Potentials	- Konzentrationsabhängig. des Potentials
- NERNST'sche Gleichung	- HENDERSON-HASSELBALCH Gleichung	
$E = E^0 + \frac{0,059}{n} \log \frac{[Ox]}{[Red]}$	$pH = pK_s + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$	

### 5.1. Säure-Base-Reaktionen nach USSANOWITSCH

Gemeinsamkeiten und Parallelitäten formaler und tatsächlicher Art erkannte USSANOWITSCH bereits 1939. Dies veranlaßte ihn die oben beschriebenen Reaktionstypen zu einem Säure-Base-System zusammenzufassen. Seine Definitionen für Säuren und Basen lauten:

Säuren, sind Stoffe, die Kationen abspalten oder Anionen oder Elektronen aufnehmen

Basen, sind Stoffe, die Anionen oder Elektronen abspalten oder Kationen aufnehmen

Dieses wenig bekannte Säure-Base-Konzept könnte im Schulunterricht mit dazu beitragen, das Donator-Akzeptor-Prinzip als grundlegendes