

## Analytische Chemie

### Stöchiometrie

#### Absolute Atommasse

Die Einheit der Atommasse  $m$  ist u. Das ist der 12. Teil der Masse eines Kohlenstoffatoms.

$$1 \text{ u} = 1,6608 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$
$$m(\text{H}) = 1 \text{ u}$$

#### Stoffmenge $n$

Die Stoffmenge  $n$  gibt Auskunft über die Teilchenzahl  $N$ . Die Einheit der Stoffmenge ist mol. Ein mol ist über die Avogadrokonstante  $N_A$  definiert.

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

1 mol besteht demnach aus  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen.

$$N = N_A \cdot n$$

#### Molare Masse $M$

Unter der molaren Masse eines Stoffes versteht man die Masse  $m$  eines Mols des betreffenden Stoffes (also die Masse von  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen des Stoffes). Sie wird im Periodensystem angegeben.

$$M = \frac{m}{n} \left[ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$$

#### Stoffmengenkonzentration $c$

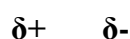
$$c = \frac{n}{V} \left[ \frac{\text{mol}}{\text{l}} \right]$$

### Chemische Bindungen

#### Elektronegativität (EN)

Darunter versteht man das Bestreben von Atomen, Bindungselektronen anzuziehen.

**EN im PSE:** innerhalb einer Periode von links nach rechts zunehmend  
innerhalb einer Gruppe von oben nach unten abnehmend  
Die Atomen erhalten dadurch Teilladungen:





### Elektronenpaarbindung oder kovalente Bindung

Unter Atombindung (= kovalente Bdg.) versteht man den durch gemeinsame Elektronenpaare bewirkten Zusammenhalt von gleich- oder ungleichartigen Nichtmetallatomen

### Polare Atombindung

Zwischen Atomen unterschiedlicher EN (s.u.) bildet sich eine polare Atombindung aus. Dadurch entstehen Teil-ladungen  $\delta+$  oder  $\delta-$



### Ionenbindung (Salz)

Unter Ionenbindung versteht man den durch elektro-statische Anziehungskräfte bewirkten Zusammenhalt entgegengesetzt geladener Ionen

### Van der Waals – Kräfte

Wenn sich in einem Molekül durch eine kurze Verschie-bung der Elektronen-wolke spontan ein Dipol bildet, wird auch im Nachbarmolekül für sehr kurze Zeit eine Ladungsverschiebung induziert. Dieser Vorgang setzt sich kettenreaktionsartig fort und sorgt dadurch in eigentlich unpolaren Molekülen für elektrostatische Anziehungskräfte, die die Atome fester zusammenhalten.

### Wasserstoffbrückenbindung

In polaren Bindungen, in denen der Wasserstoff eine positive Teilladung erhält, versucht er, diese Ladung mit den freien Elektronenpaaren von Atomen benachbarter Moleküle auszugleichen.

## Räumlicher Bau von Molekülen

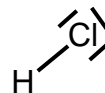
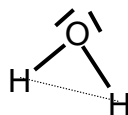
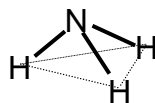
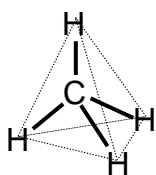
Die Atombindung ist gerichtet; die 4 Elektronenpaare eines Oktetts stoßen sich ab  
=> so entstehen maximale Bindungswinkel

z.B.: Methan

Ammoniak

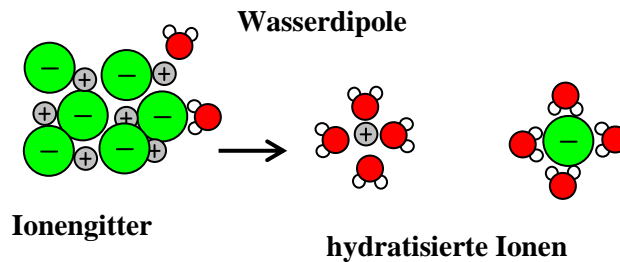
Wasser

Hydrogenchlorid



## Hydratation

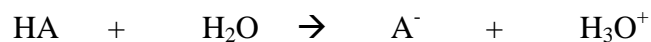
Zerstoren eines Ionengitters in Wasser und Einhüllen der Kationen und Anionen mit Wasserdipolen:



## Protolysen

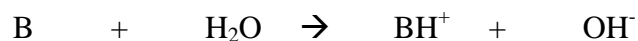
### Brönsted – Säure

Eine Säure (HA) ist ein Protonendonator (Spender). Sie ist in der Lage, ein Proton (Wasserstoffteilchen) abzugeben.



### Brönsted – Base

Eine Base (B) ist ein Protonenakzeptor (Empfänger). Sie ist in der Lage, ein Proton aufzunehmen.

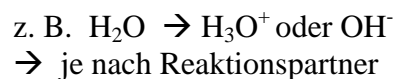


### Brönsted – Reaktion

Reaktion mit Protonenübergang (Protolyse). = Säure-Base-Reaktion bezeichnet.

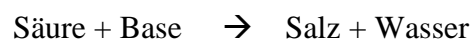
### Ampholyt

Das ist eine Verbindung, die sowohl als Brönsted-Säure und als Brönsted-Base reagieren kann.



### Neutralisation:

Äquivalente Mengen Säure und Base heben einander in ihrer Wirkung auf:



In wässriger Lösung gilt allgemein:



### pH - Wert

Der pH-Wert gibt die Konzentration der Oxonium-Ionen in einer sauren oder alkalischen Lösung an. Saure Lösungen haben einen pH-Wert  $< 7$ . Alkalische Lösungen haben einen pH-Wert  $> 7$ . Neutrale Lösungen haben einen pH-Wert  $= 7$ .

### Indikator

Indikatoren sind Farbstoffe, die bei Zugabe zu einer Lösung durch ihre Farbe anzeigen, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist.

## Redox-Reaktionen

### Reduktion

Elektronenaufnahme. Die Oxidationszahl eines Atoms wird dabei erniedrigt, es wird reduziert.

### Oxidation

Elektronenabgabe. Die Oxidationszahl eines Atoms wird dabei erhöht, es wird oxidiert.

### RedOx – Reaktion

Reaktion mit Elektronenübergang. Ein Atom wird reduziert, das andere wird oxidiert.

### Reduktionsmittel

Ein Reduktionsmittel muss Elektronen abgeben können, damit diese von einem anderen Atom aufgenommen werden können, um es so zu reduzieren. Das Reduktionsmittel selbst wird dabei oxidiert.

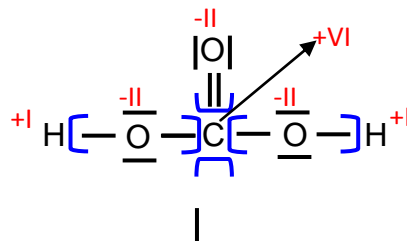
### Oxidationsmittel

Ein Oxidationsmittel muss Elektronen von einem anderen Atom aufnehmen können. Es selbst wird dabei reduziert. Das Atom, von dem die Elektronen kamen, ist oxidiert worden.

### Oxidationszahl

Die OZ ist eine gedachte Ladung, die sich ergibt, wenn man sich das vorliegende Teilchen nur aus „Atom-Ionen“ aufgebaut denkt. Man erhält die OZ, wenn man in einem Molekül die Bindungselektronen dem elektropositiveren Partner zurechnet.

z.B.:

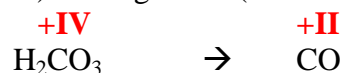


### Erstellen einer RedOx – Gleichung

1.) Ausgangs- bzw. Endstoffe hinschreiben



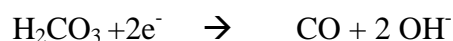
2.) Eintragen der (wesentlichen) OZ:



3.) Ausgleichen der OZ mit Elektronen:



4.) Ausgleichen der echten Ladungen:



im sauren Milieu mit  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen  
im alkalischen Milieu mit  $\text{OH}^-$ -Ionen

5.) Ausgleichen der Teilchenzahl mit  $\text{H}_2\text{O}$ :

