

# *REAKTIONSLEHRE*

Chemie (CH511 – CH513)

*Jonas Lauener, Stephan Wagner*

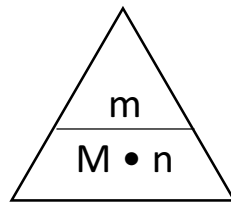
*[www.jolau.ch](http://www.jolau.ch)*

## Inhalt

<b>Inhalt .....</b>	<b>2</b>
<b>Quantitative Beziehungen .....</b>	<b>4</b>
Beispiel .....	4
Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen .....	4
<b>Reaktionsenthalpie (<math>\Delta H</math>) .....</b>	<b>5</b>
Enthalpiediagramm .....	6
Entropie .....	6
<b>Geschwindigkeitsbestimmende Faktoren .....</b>	<b>7</b>
<b>Chemische Gleichgewicht .....</b>	<b>7</b>
Massenwirkungsgesetz .....	8
Beeinflussung Gleichgewichtszustand .....	8
<b>Säure/Basen .....</b>	<b>9</b>
Struktur .....	9
Saure und alkalische Lösungen .....	9
<b>Protonenübertragung .....</b>	<b>9</b>
<b>Säurekonstante <math>K_s</math> .....</b>	<b>10</b>
<b>Saure, alkalische und neutrale Salze .....</b>	<b>10</b>
<b>Wichtige Protolysen .....</b>	<b>11</b>
Reaktionen von Säuren mit Metallhydroxiden .....	11
Reaktionen von Säuren mit Salzen .....	11
Reaktionen von Nichtmetalloxiden mit Wasser .....	11
Neutralisation .....	11
Konzentrationsbestimmung durch Titration .....	11
Vorgehen .....	11
Titrationssatz .....	11
<b>Protolysengleichgewicht .....</b>	<b>12</b>
Autoprotolyse bei Wasser .....	12
pH-Wert .....	12
Verdünnte Lösungen von starken Säuren .....	12
Verdünnte Hydroxid Lösungen .....	12
Indikatoren .....	13
Puffer .....	13

<b>Redoxreaktionen.....</b>	<b>14</b>
Oxidationszahl .....	14
Redoxvorgang .....	15
<b>Wichtige Redoxvorgänge.....</b>	<b>15</b>
Verbrennung und langsame Oxidation .....	15
Verbrennung molekularer Verbindungen .....	15
Oxidation von Metallen.....	15
<b>Redoxvorgänge in wässrigen Lösungen.....</b>	<b>16</b>
Salzlösung und Metall .....	16
Beispiel .....	16
<b>Redoxreihe.....</b>	<b>17</b>
Korrespondierende Redoxpaare.....	17
Reaktionen von Salzlösungen mit Nichtmetallen .....	18
Reaktionen von Metallen und Säuren.....	18

## Quantitative Beziehungen



Grösse	Grössen- zeichen	Einheits- zeichen	Beschreibung
Masse	m	Kg	
Stoffmenge	n	mol	Anzahl Teilchen $1 \text{ mol} = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ Teilchen}$
Molare Masse	M	g/mol	Anzahl Teilchen für ein Gramm bzw. 1 mol ( $6.02 \cdot 10^{23}$ Teilchen) sind ... Gramm Stoffspezifisch Gleicher Zahlenwert wie Teilchenmasse in u
Molare Volumen		l/mol	1 mol Gas braucht immer 22.4 L Für jedes Gas gilt bei NB: 22.4 L/mol
Konzentration		mol/l	$1M = 1 \frac{\text{mol}}{\text{l}}$

### Beispiel

#### Beispiel 2

Berechnen Sie die Massen des Wasserstoffs und Sauerstoffs, die bei der Elektrolyse von 100 g Wasser entstehen.

Wir berechnen die Molekülmassen und die molaren Massen der beteiligten Stoffe. Dann formulieren wir die stöchiometrisch korrekte Gleichung und schreiben die nötigen quantitativen Angaben unter die entsprechenden Formeln:

Reaktionsteilnehmer	H <sub>2</sub> O	H <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>
Molekülmassen $m_M$	$2 \cdot m_A(\text{H}) + m_A(\text{O}) = 18 \text{ u}$	$2 \cdot m_A(\text{H}) = 2 \text{ u}$	$2 \cdot m_A(\text{O}) = 32 \text{ u}$
Molare Massen $M$	18.02 g/mol	2.02 g/mol	32.00 g/mol
Gleichung	$2 \text{ H}_2\text{O} \longrightarrow 2 \text{ H}_2 + \text{O}_2$		
Stoffmengen	2 mol	2 mol	1 mol
Massen	36.04 g (2 mol · 18.02 g/mol)	4.04 g (2 mol · 2.02 g/mol)	32 g (1 mol · 32 g/mol)
Ansatz	Aus 36.04 g H <sub>2</sub> O entstehen	4.04 g Wasserstoff und	32 g Sauerstoff
Berechnung	Aus 100 g H <sub>2</sub> O entstehen	$\frac{4.04 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{36.04 \text{ g}} = 11.21 \text{ g H}_2$ und	$\frac{32 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{36.04 \text{ g}} = 88.79 \text{ g O}_2$
Resultat	Bei der Elektrolyse von 100 g Wasser entstehen 11.21 g Wasserstoff und 88.79 g Sauerstoff.		

### Volumenverhältnisse bei Gasreaktionen

Bei gasförmigen Reaktionsteilnehmern entspricht das Stoffmengenverhältnis auch dem Volumenverhältnis.

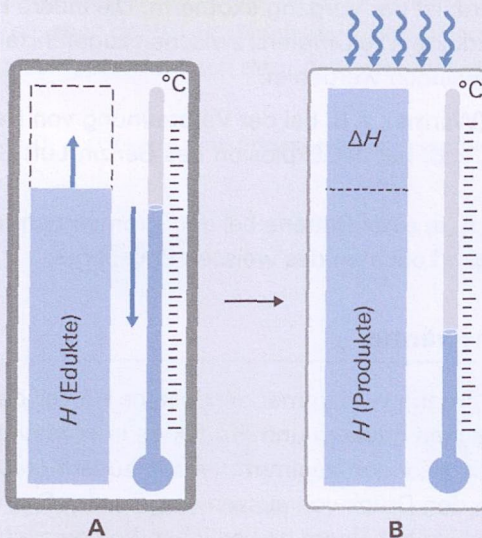
- 1 mol eines beliebigen Gases enthält
  - $6.02 \cdot 10^{23}$  Teilchen
  - bei NB 22.4 l Volumen.

## Reaktionsenthalpie ( $\Delta H$ )

- Wärme (in kJ/mol), die ein System bei konstantem Druck mit der Umgebung austauscht
- Differenz der Enthalpien ( $H$ ) der Reaktionsteilnehmer
  - $\Delta H = H(\text{Produkte}) - H(\text{Edukte})$
- $\Delta H$  negativ  $\rightarrow$  exothermer Vorgang
- $\Delta H$  positiv  $\rightarrow$  endothermer Vorgang

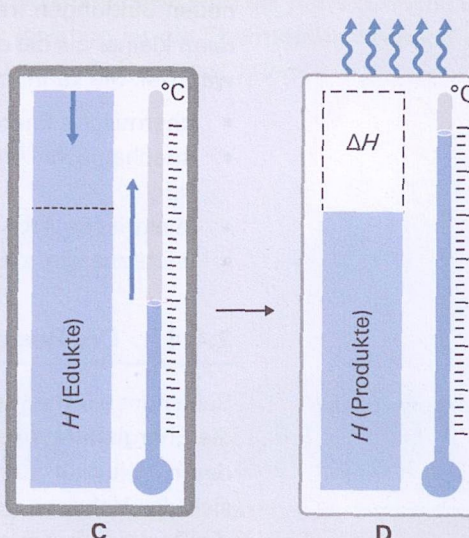
Enthalpieänderungen werden immer vom System aus betrachtet:

Bei einem **endothermen** Vorgang nimmt die Enthalpie im System zu, die Produkte sind **energiereicher** als die Edukte. Das System **gewinnt** Energie, der Wert der Reaktionsenthalpie ist **positiv**.



Weil Wärme in chemische Energie umgewandelt wird, sinkt die Temperatur im System (A). Ist es nicht isoliert, entzieht es der wärmeren Umgebung Energie (B).

Bei einem **exothermen** Vorgang nimmt die Enthalpie im System ab, die Produkte sind **energieärmer** als die Edukte. Das System **verliert** Energie, der Wert der Reaktionsenthalpie ist **negativ**.

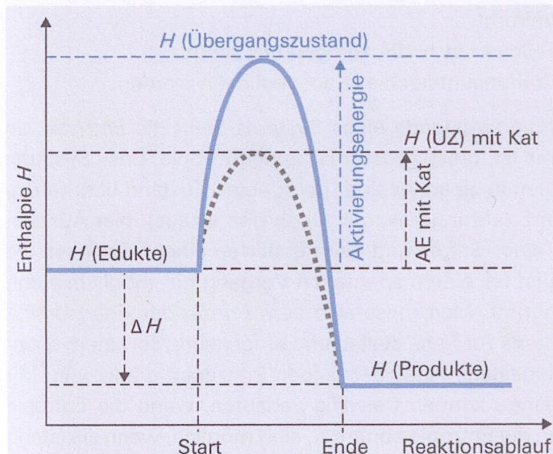


Durch die Umwandlung von chemischer Energie in Wärme steigt die Temperatur im System (C). Ist es nicht isoliert, geht diese Wärme an die kältere Umgebung verloren (D).

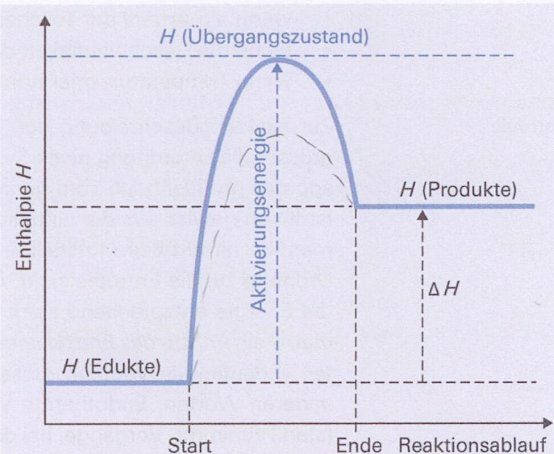


## Enthalpiediagramm

[2-7] Enthalpiediagramme

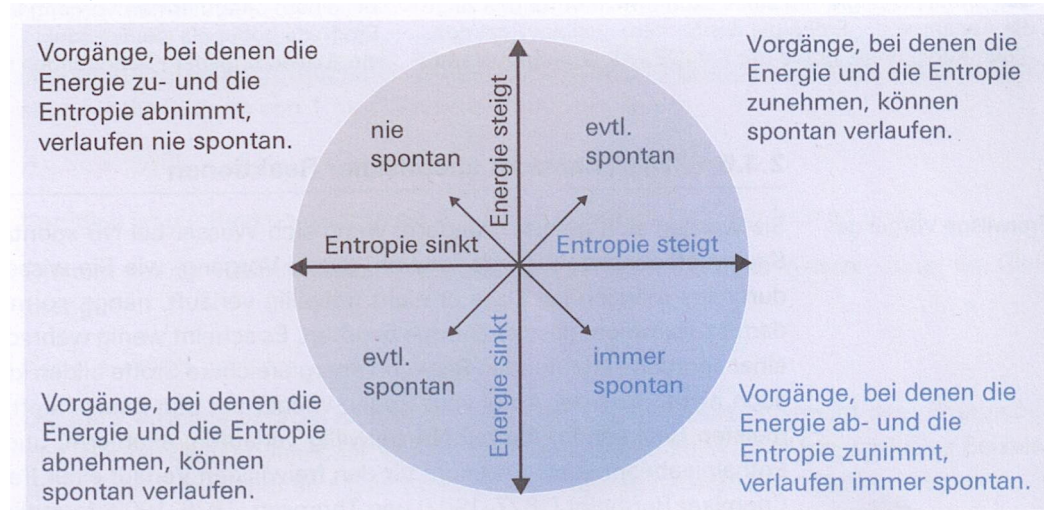


Das Enthalpiediagramm eines **exothermen** Vorgangs zeigt die Abnahme der Enthalpie des Systems bei der Reaktion. Blaue Kurve ohne, graue mit Kat. ÜZ= Übergangszustand.



Bei einem endothermen Vorgang liegt die Enthalpie der Produkte höher als die der Edukte. Auch hier muss meist ein Aktivierungsberg überwunden werden.

## Entropie



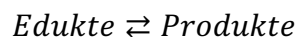
- Die Entropie in einem System nimmt zu, wenn die Unordnung grösser wird:
  - mehr Teilchen
  - höhere Temperatur
  - Verteilung im Raum (Diffusion, Lösen, Verdunsten, Schmelzen).
- Exotherme Vorgänge bei denen die Entropie zunimmt sind spontan
- Endotherme Vorgänge können spontan sein, wenn die Entropie stark zunimmt.
- Vorgänge bei denen die Entropie abnimmt können spontan sein, wenn sie stark exotherm sind.
- → Prinzip des Energieminimums und Prinzip des Entropiemaximums (und umgekehrt)

## Geschwindigkeitsbestimmende Faktoren

<b>Temperatur</b>	Reaktionen mit hoher Aktivierungsenergie werden durch Temperaturerhöhung schneller beschleunigt Reaktionsgeschwindigkeit-Temperatur-Regel (RGT-Regel): Erwärmung um 10° → Geschwindigkeit 2-4x schneller Stosstheorie: Teilchen bewegen sich schneller → häufiger/heftiger → Zusammenstoss nur erfolgreich, wenn Teilchen heftig genug und mit richtiger Seite
<b>Konzentration der Edukte</b>	Mehr Zusammenstösse, weil mehr Teilchen
<b>Oberfläche</b>	Mehr Oberfläche (durch Zerteilung) → mehr Kontaktfläche → mehr Zusammenstösse → mehr erfolgreich Nur bei heterogenen Reaktionsgemische
<b>Katalysator</b>	Verminderung der aufzuwendenden Aktivierungsenergie → niedrigere Temperatur Reaktionsenthalpie bleibt unverändert Heterogen: An der Oberfläche des Katalysators aktiviert Homogen: Bildet mit Edukt ein reaktives Zwischenprodukt

## Chemische Gleichgewicht

Viele chemische Vorgänge sind umkehrbar. Bei sog. Gleichgewichtsvorgängen verlaufen die Hin- und Rückreaktionen gleich ab:



Gleichgewichtszustand, wenn beide Reaktionen

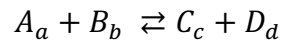
- gleich schnell ablaufen
- der Energieumsatz null ist
- die Zusammensetzung aus Edukten und Produkten gleich bleibt
- exotherme Reaktion produziert die Wärme, welche die endotherme Reaktion benötigt

Wenn die Konzentrationen von Edukten und Produkten nicht gleich sind:

- Produkte überwiegen: Gleichgewichtslage rechts
- Edukte überwiegen: Gleichgewichtslage links

Eine Gleichgewichtslage kann sich nur in einem geschlossenen System einstellen und nur im isolierten System erhalten. In diesem Zustand sind die Anzahl erfolgreiche Teilchenzusammenstösse für beide Reaktionen gleich gross. Teilchen die weniger leicht reagieren überwiegen, sie stossen zwar öfters zusammen, aber seltener erfolgreich. Das Gleichgewicht ist also immer auf der Seite der weniger reaktiven Stoffe.

## Massenwirkungsgesetz



$$K = \frac{K_{hin}}{K_{rück}} = \frac{K_{Produkt}}{K_{Edukt}} = \frac{c^c(C) * c^d(D)}{c^a(A) * c^b(B)}$$

<b>c</b>	Stoffmengenkonzentrationen im Gleichgewichtszustand
<b>K</b>	Von Temperatur abhängig Grösser, je stärker das Gleichgewicht rechts liegt

## Beeinflussung Gleichgewichtszustand

<b>Stoffzugabe und -entnahme</b>	Zugabe: eine der Reaktionen läuft schneller (z.B. mehr Edukt, schnellere Hinreaktion)
	Entnahme: eine der Reaktionen läuft langsamer (weniger Produkt, langsamer Rückreaktion)

Zugabe      Hinreaktion vorübergehend schneller als Rückreaktion  
 «Das Gleichgewicht verschiebt sich nach rechts»  
 Edukte       $\rightleftharpoons$   
 Entnahme      Rückreaktion vorübergehend schneller als Hinreaktion  
                     «Das Gleichgewicht verschiebt sich nach links»  
                     Produkte  
                     Zugabe

<b>Temperatur</b>	Erhöhung: Endotherme Reaktion wird begünstigt, Gleichgewicht zu energiereicheren Stoffe verschoben
<b>Katalysator</b>	Verändert Gleichgewichtslage nicht Ermöglicht tiefere Reaktionstemperatur → exotherme Synthese, Gleichgewicht zum Produkt
<b>Druck bei Gasreaktionen</b>	Gleichgewicht verschiebt sich zu Seite mit weniger Teilchen Anschauen wo weniger mol Vorsicht bei Reaktion mit solid/liquid
<b>Prinzip von Le Chatelier</b>	Gleichgewichtslage verschiebt sich so, dass der äussere Zwang vermindert wird



## Säure/Basen

### Struktur

---

<b>Säure</b>	Protonenspender bzw. Protonendonator mindestens ein polar gebundenes H-Atom, das als Proton abgegeben werden kann Polarität und Bindungslänge erhöhen Tendenz von Abgabe
<b>Base</b>	Protonenempfänger bzw. Protonenakzeptor mindestens ein freies Elektronenpaar → bindet $H^+$

---

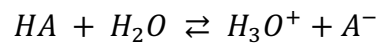
### Saure und alkalische Lösungen

- Saure und alkalische Lösungen leiten Strom
- wirken in hoher Konzentration ätzend
- Reaktionen lassen sich mit Farbindikatoren wie Lackmus nachweisbar oder mit pH-Wert messbar.
- Säuren und saure Lösungen
  - schmecken sauer,
  - lösen viele Stoffe auf (z.B. unedle Metalle).
  - pH-Wert unter 7
  - Die Eigenschaften kommen von den Oxonium-Ionen  $H_3O^+$ .
- Basen bilden alkalische Lösungen, auch Laugen,
  - pH-Wert über 7
  - fühlt sich seifig an
  - Die Eigenschaften von Laugen kommen von den Hydroxid-Ionen.
- Saure und alkalische Lösungen neutralisieren sich gegenseitig.
  - Neutrale Lösungen haben den pH-Wert 7

### Protonenübertragung

- Bei Protolysen gibt die Säure Protonen an die Base ab. Die Säure ist der Protonenspender, die Base ist der Protonenempfänger.
- Bei der Protolyse einer Säure HA in Wasser geben die Säure-Moleküle ein Proton ( $H^+$ ) an das Wassermolekül ab →  $H_3O^+$  und Säurerest-Ionen  $A^-$ .
  - Dissoziation: Prozess der Zerlegung der Säure
- Säuren
  - enthalten mindestens ein polar gebundenes H-Atom, das als Proton abgegeben werden kann.
  - Die meisten Säuren sind Moleküle oder Molekül-Ionen.
- Basen
  - besitzen mindestens ein freies Elektronenpaar, mit dem sie ein Proton binden können.
  - Die meisten Basen sind Anionen.
- Protolysen sind Gleichgewichtsreaktionen zwischen zwei Korrespondierenden Säure-Basen-Paare.
  - Die Säure HA wird durch Abgabe eines Protons zur korrespondierenden Base  $A^-$ , die bei der Rückreaktion wieder ein Proton aufnimmt.
  - Aus der Base B wird durch Aufnahme eines Protons die Säure HB generiert.

- Die Säurestärke beschreibt die Neigung zur Protonenabgabe, sie ist im Gegensatz zur Konzentration eine Stoffeigenschaft und darf nicht mit der Reaktivität der Säure gleichgesetzt werden.
  - Säurekonstante  $K_s$ : Anteil der Moleküle, welche im Wasser ihr Proton abgeben



- Bei starken Säuren ist das Gleichgewicht rechts, viel  $A^-$ , Hohe Säurekonstante  $K_s$
- In der Säure-Base-Reihe sind die Säuren nach Stärke sortiert. Die Säurestärke steigt mit der Länge und mit der Polarität der H-A-Bindung → Elektronen von H auf A Seite → einfachere Protonenabgabe
- Basenstärke ist eine Stoffeigenschaft,
  - beschreibt die Leichtigkeit mit der ein  $H^+$  aufgenommen wird.
  - $K_B$  (Basenkonstante): Anteil der Teilchen in Wasser die ein  $H^+$  aufnehmen).
  - Eine Base ist stärker, je schwächer die korrespondierende Säure ist.
- Das Gleichgewicht liegt auf der Seite mit der schwächeren Säure und der schwächeren Base.
- Mehrprotonige Säuren können mehr als ein Proton abgeben, die Abgabe erfolgt stufenweise und die Säurestärke sinkt mit jedem abgegebenen Proton.
- Ampholyte können sowohl als Säure wie auch als Base reagieren,
  - stehen in beiden Spalten der Säure und Base-Reihe
  - z.B. Wasser

## Säurekonstante $K_s$

Die Säurekonstante wird aus dem Massenwirkungsgesetz und der Gleichgewichtskonstante hergeleitet:

$$K_s = \frac{c(H_3O^+) * c(A^-)}{c(HA)} = K * c(H_2O)$$

→ nur ein winziger Teil der  $H_2O$  Moleküle reagiert → kann als konstant betrachtet werden

Sie charakterisiert die Säurestärke, der Wert wird umso grösser, je stärker die Säure ist, weil der Anteil der Ionen steigt.

$$pK_s = -\lg(K_s)$$

Der  $pK_s$  ist kleiner, wenn die Säure stärker ist.

## Säure, alkalische und neutrale Salze

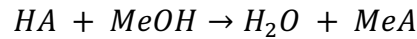
Der Charakter einer Salzlösung ergibt sich aus dem Verhalten der Ionen:

- Anionen wirken als Basen. Eine messbare Erhöhung des pH-Werts verursachen aber nur die Säurereste schwacher Säuren
- Anionen mehrprotoniger Säuren können Ampholyte sein
- Molekül-Kationen und hydratisierte Kationen mit hoher Ladung reagieren sauer

## Wichtige Protolysen

### Reaktionen von Säuren mit Metallhydroxiden

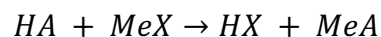
Bei der Neutralisation von Säuren mit Metallhydroxid entstehen Wasser und ein Salz aus einem Metallion und dem Säurerest:



Sind die Stoffmengen von Säure und Hydroxid äquivalent, gibt die Säure alle Protonen ab; trifft dies nicht zu ist die Neutralisation unvollständig.

### Reaktionen von Säuren mit Salzen

Ein Salz reagiert mit einer Säure, die stärker ist als die Säure die dabei entsteht:



X = Salz

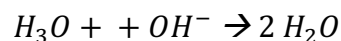
Metalloxide sind basische Oxide, weil das Oxid-Ion eine sehr starke Base ist. Mit Säuren reagieren sie zu Salz und Wasser. Lösliche Metalloxide bilden mit Wasser Metallhydroxide, ihre Lösungen sind darum alkalisch.

### Reaktionen von Nichtmetalloxiden mit Wasser

Nichtmetalloxide reagieren mit Wasser zu Säuren.

### Neutralisation

Als Neutralisation wird die Reaktion einer sauren Lösung mit einer Lauge bezeichnet. Oxonium-Ionen reagieren mit Hydroxid-Ionen zu Wasser:



Äquivalente Mengen von Säure und Base neutralisieren vollständig (Zahl der Ionen gleich hoch).

### Konzentrationsbestimmung durch Titration

Die Konzentration einer Säure bekannter Protonenzahl (s) lässt sich durch eine Säure-Basen-Titration mit einer Lauge mit bekannter Konzentration (Masslösung) ermitteln und umgekehrt.

### Vorgehen

Man misst ein bestimmtes Volumen der Probelösung (z.B. HCl) ab, gibt Indikator zu und lässt aus einer Bürette Masslösung (z.B. NaOH) zutropfen, bis der Indikator umschlägt.

Aus dem Verbrauch an Masslösung lässt sich die Konzentration der Probe berechnen.

### Titrationssatz

$$s * V_S * C_S = b * V_B * C_B$$

<b>s</b>	Protonenzahl der Säure
<b>V<sub>S</sub></b>	Volumen Säure in l
<b>C<sub>S</sub></b>	Konzentration Säure in mol/l
<b>b</b>	Protonenzahl der Base
<b>V<sub>B</sub></b>	Volumen Base in l
<b>C<sub>B</sub></b>	Konzentration Base in mol/l

## Protolysengleichgewicht

### Autoprotolyse bei Wasser

Wasser leitet auch im reinen Zustand ein wenig Strom (ohne gelöste Ionen) → durch Übertragung von Protonen von einem Molekül auf ein anderes Molekül entstehen Ionen im Wasser → Vorgang geschieht automatisch = **Autoprotolyse**

Das Produkt der beiden Konzentrationen ist das Ionenprodukt:

$$K_W = c(H_3O^+) * c(OH^-)$$

Wässrige Lösungen bei 25 Grad:  $K_W = 10^{-14} \text{ mol}^2/L^2$

Reines Wasser bei 25 Grad:  $c(H_3O^+) = c(OH^-) = 10^{-7} \text{ mol/L}$

### pH-Wert

Der pH-Wert ist ein Mass für die  $H_3O^+$ -Konzentration, nimmt bei Verzehnfachung der  $H_3O^+$ -Konzentration um 1 ab. pH Skala: 0 bis 14

<b>sauer: pH &lt; 7</b> $c(H_3O^+) > c(OH^-)$	<b>neutral: pH = 7</b> $c(H_3O^+) = c(OH^-)$	<b>alkalisch: pH &gt; 7</b> $c(H_3O^+) < c(OH^-)$
--	---	--

$$pH = -\lg \{c(H_3O^+)\}$$

$$pOH = -\lg \{c(OH^-)\}$$

$$pH + pOH = 14$$

### Verdünnte Lösungen von starken Säuren

$$pH = -\lg \{c(HA)\} = -\lg \{c(H_3O^+)\} = -\lg \{c(\text{Säure vor Reaktion})\}$$

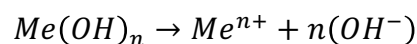
Starke Säuren protolysieren in verdünnten Lösungen fast vollständig → Konzentration der  $H_3O^+$ -Ionen  $c(H_3O^+)$  ist nach Protolyse gleich gross, wie Konzentration der Säure zu Beginn der Reaktion  $c(HA)$

### Verdünnte Hydroxid Lösungen

$$pOH = -\lg \{n * c[Me(OH)_n]\}$$

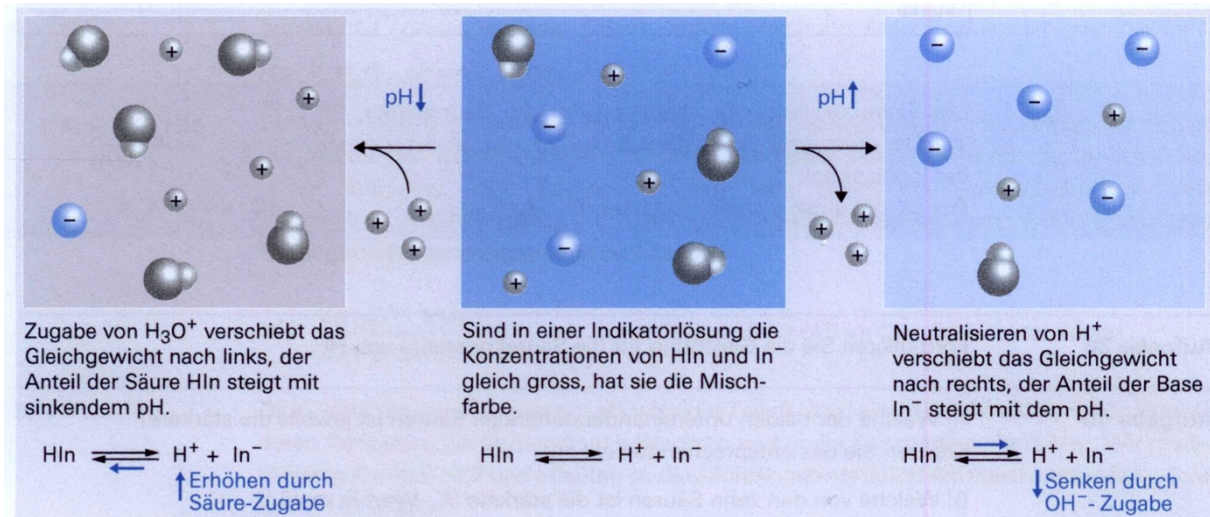
Bei einwertigen Hydroxiden (MeOH) ist  $OH^-$ -Konzentration gleich wie  $OH^-$ -Konzentration → 1 mol Salz enthält 1 mol  $OH^-$

Allgemein gilt:



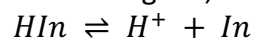
$$c(OH^-) = n * c[Me(OH)_n]$$

## Indikatoren



Ein Säure-Base-Indikator ist eine schwache Säure ( $\text{HIn}$ ), deren korrespondierende Base ( $\text{In}^- \rightarrow$  starke Base) eine andere Farbe hat.

Die Farbe der Indikatorlösung ist bestimmt durch das Mengenverhältnis von  $\text{HIn}$  und  $\text{In}^-$ . Der Anteil der Indikatorsäure  $\text{HIn}$  steigt bei Säurezugabe, d.h. mit sinkendem pH-Wert.



Am Umschlagpunkt sind die Mengen von  $\text{HIn}$  und  $\text{In}^-$  gleich gross. Die Indikatorlösung besitzt dann eine Mischfarbe, ihr pH-Wert entspricht dem  $\text{pK}_s$ -Wert des Indikators. Der Umschlagbereich erstreckt sich über etwa zwei pH-Einheiten:

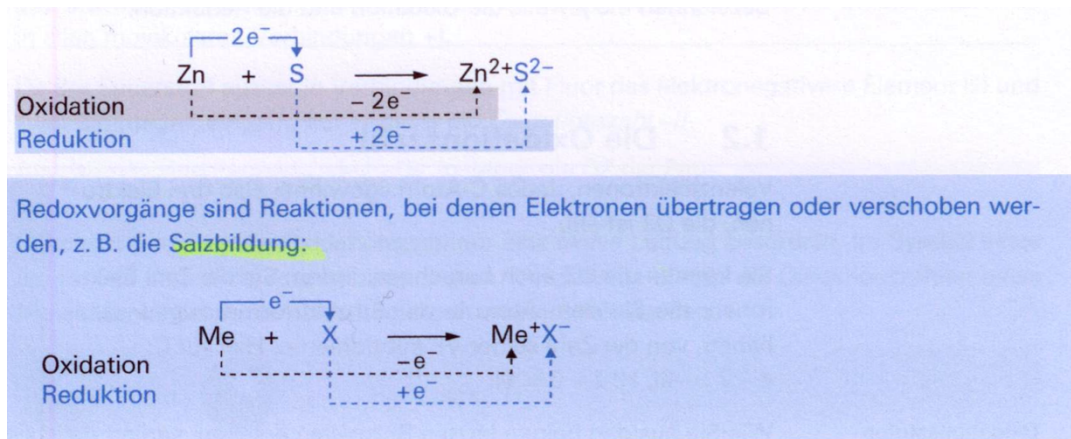
$$\text{Umschlagbereich } \text{pH} = \text{pK}_s \pm 1 \text{ von } \text{HIn}$$

## Puffer

- Pufferlösungen ändern ihren pH-Wert bei Zugabe begrenzter Mengen von Basen oder Säuren praktisch nicht. Sie enthalten Teilchen, welche  $\text{OH}^-$  oder  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionen neutralisieren können. Sie bestehen meist aus einer schwachen Säure und der zugehörigen Base.
- Der pH-Wert des Puffers ist abhängig vom  $\text{pK}_s$ -Wert des Säure-Base-Paars und vom Mengenverhältnis. Sind die Konzentrationen der Säure und der korrespondierenden Base gleich gross, ist der pH-Wert der Lösung gleich dem  $\text{pK}_s$ -Wert der Säure.
  - Ist  $c(\text{A}^-) = c(\text{HA})$ , gilt  $\text{pK}_s = \text{pH}$  (und umgekehrt)
- Der pH-Wert, bei dem ein Säure-Basen-Paar optimal puffert, liegt nahe beim  $\text{pK}_s$ -Wert der Säure ( $\text{pH} = \text{pK}_s \pm 1$ ).
- Die Pufferkapazität ist abhängig von der Konzentration des Puffers.
- Ist der pH-Wert einer Lösung gleich dem  $\text{pK}_s$ -Wert der Säure, sind die Konzentrationen der Säure und der Base gleich gross.



## Redoxreaktionen

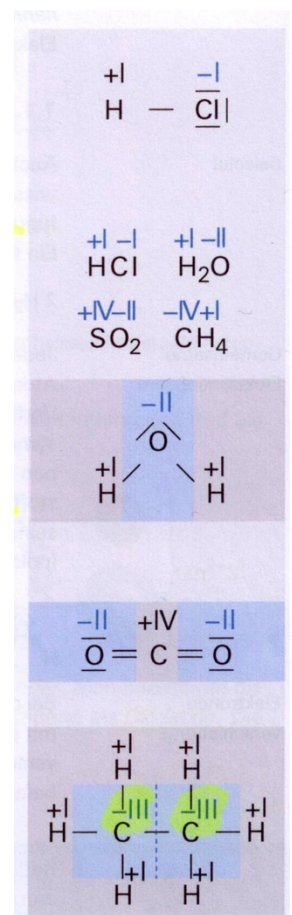


- Redoxreaktionen sind Reaktionen bei denen Elektronen übertragen werden, so z.B. Salzbildung.
- Eine Molekülbindung kann aber auch eine Redoxreaktion sein, da das Elektronegravere Element ebenfalls quasi „ein Elektron gewinnt“.
- Das Elektronen abgebende Element wird oxidiert, das Aufnehmende wird reduziert  
→ Redox

### Oxidationszahl

Die Oxidationszahl (OZ) gibt die Ladung an, die ein kovalent gebundenes Atom hätte, wenn die Bindungselektronen dem elektronegravieren Partner zugeteilt würden.

- Angegeben werde sie in römischen Zahlen mit vorgestelltem Vorzeichen
- OZ ist eine fiktive Ladung
- Summe der OZ in einer Verbindung ist = 0
- OZ der Elemente/Moleküle (z.B.  $H_2 \rightarrow$  unpolar) ist = 0
- Wasserstoff (H) immer -I
- Sauerstoff (O) meist -II
  - Ausnahme mit Fluor oder in einem Peroxid (R-O-O-R), weil Fluor höhere EN hat
- Fluor immer -I
- Bei Ionenverbindungen entspricht die OZ für die einfachen Ionen der Ionenladung
  - z.B.  $Na_2O \rightarrow Na: +I; O: -II$
- Bei Molekül-Ionen ist die Summe der OZ = Ladung des Molekül-Ions
  - z.B.  $(SO_4)^{2-} \rightarrow +VI + 4 * (-II) = 2-$
- OZ positiv  $\rightarrow$  RM; wird oxidiert
- OZ negativ  $\rightarrow$  OM; wird reduziert



## Redoxvorgang

- Bei Redoxvorgängen werden Elektronen übertragen oder verschoben → OZ ändert
  - Bei der Oxidation steigt die OZ durch Abgabe von Elektronen
  - bei der Reduktion sinkt die OZ durch Aufnahme
- Das Reduktionsmittel (RM) reduziert seinen Partner, indem es Elektronen zur Verfügung stellt → Das RM wird oxidiert.
- Das Oxidationsmittel oxidiert seinen Partner indem es Elektronen entzieht → Das OM wird reduziert.
  - Salzbindung: Metall (RM), Nichtmetall (OM)
  - Atombindung: Stoff mit < EN (RM), Stoff mit > EN (OM)
- Reaktionen bei denen Elemente als Edukte oder Produkte auftreten sind Redoxvorgänge.

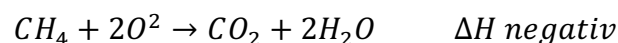
## Wichtige Redoxvorgänge

### Verbrennung und langsame Oxidation

- Verbrennung:
  - rasch ablaufend
  - Licht (Flamme, Glühen und Rauch)
  - Entzündung bei Entzündungstemp. oder Entflammung bei Entflammungstemp.
  - Meist ist das OM Sauerstoff.
- Langsame Oxidation:
  - Ohne Lichterscheinung
  - langsam
  - z.B. Korrosion oder Zellatmung

### Verbrennung molekularer Verbindungen

- Bei der Verbrennung von molekularen Verbindungen entstehen normalerweise die Oxide aller in der Verbindung gebundenen Elemente. Fossile Brennstoffe bestehen aus Kohle und Kohlenwasserstoffen.
- Bei der Verbrennung dieser entsteht CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O, diese sind viel energieärmer → stark exotherme Reaktion



- Die freiwerdende Bindungsenergie (BE) bei Bildung von CO<sub>2</sub> und H<sub>2</sub>O grösser, als die aufzuwendende Energie um CH<sub>4</sub> und O<sub>2</sub> zu spalten  
→ grössere Polarität der Bindungen bei den Produkten

### Oxidation von Metallen

Die meisten Metalle oxidieren an der Luft, sie laufen an und verlieren ihren metallischen Glanz. Viele Korrodieren mit Sauerstoff und anderen Stoffen (Wasser, Säuren und Salzen) was zur Funktionsbeeinträchtigung führen kann. Metalle versucht man also entsprechend zu legieren oder mit einem Schutz zu überziehen.

## Redoxvorgänge in wässrigen Lösungen

### Salzlösung und Metall

- Metalle sind RM, ihre Atome bilden durch Abgabe von VE Kationen, die in wässrigen Lösungen hydratisiert werden.
- Unedle Metalle sind starke RM (leicht oxidierbar und in Lösung zu bringen).
- Edle Metalle sind schwache RM und geben ihre VE nur schwer ab → entsprechend einfach nehmen ihre Ionen Elektronen auf → starke oxidierende Wirkung.
  - Edelmetalle lassen sich leicht aus Lösungen abscheiden.
- Ein Metall kann seine Elektronen auf die Ionen eines anderen Metalls übertragen, wenn dieses ein schwächeres RM (→edleres Metall) ist. Das unedlere Metall verdrängt das edlere aus der Lösung.

### Beispiel

1. Kupfer(II)-chlorid in Wasser gelöst
2. Stück Zink Blech in Lösung geben
3. Das Kupfer wird durch das Zink ersetzt, weil Kupfer das edlere Metall ist.

Teilchengleichung:  $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq}) \rightarrow \text{Cu} + \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$

Stoffgleichung:  $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{ZnCl}_2$

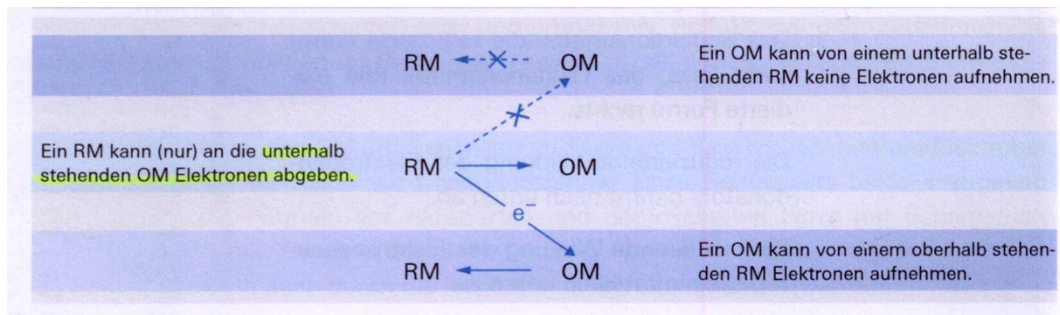
Oxidation:  $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^{-}$

Reduktion:  $\text{Cu}^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow \text{Cu}$

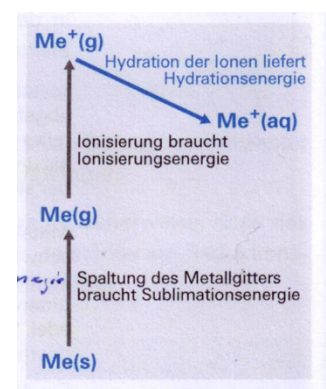
## Redoxreihe

### Korrespondierende Redoxpaare

- Die reduzierte und die oxidierte Form eines Metalls bilden ein korrespondierendes Redoxpaar  $\text{Me}/\text{Me}^{n+}$ .
- Das Metallatom ist ein RM und wird durch Abgabe eines Elektrons zum korrespondierenden OM.
- Das OM ist umso schwächer, je stärker das korrespondierende RM ist. Je stärker der Spender, umso schwächer ist der Empfänger.



- In der Redoxreihe sind die Redoxpaare so angeordnet, dass das stärkste RM links oben und das stärkste OM rechts unten stehen.
- Ein RM kann Elektronen an die OM abgeben, die in der Redoxreihe weiter unten stehen.
- Metalle stehen als RM in der linken Reihe, ihre reduzierende Wirkung nimmt nach unten ab.
- Metall-Ionen stehen als OM rechts, ihre oxidierende Wirkung nimmt nach unten zu.
- Nichtmetallatome sind OM, sie stehen in der rechten Reihe. Ihre oxidierende Wirkung nimmt nach unten zu. Nichtmetall-Anionen sind RM, sie stehen deshalb in der linken Reihe, ihre reduzierende Wirkung ist eher schwach und nimmt nach unten ab.
- Entscheidend für die Reduktionswirkung ist, neben einer möglichst kleinen Ionisierungsenergie, eine möglichst grosse Hydrationsenergie (Wassermoleküle lagern an Ionen an → Energie)
  - z.B. Lithium ist das stärkste RM, weil bei der Hydratation mehr Energie frei wird, als an Sublimationsenergie und Ionisierungsenergie benötigt wird
  - Bild CH513 S. 36



### Reaktionen von Salzlösungen mit Nichtmetallen

- Nichtmetall-Atome nehmen relativ leicht Elektronen auf → OM
- Nichtmetall-Ionen und Atome bzw. Moleküle sind korrespondierende Redoxpaare
  - z.B.  $S^{2-} / S$  und  $2 I^- / I_2$ , wobei Anionen Elektronen abgeben und die Atom Elektronen aufnehmen kann.
- Fluor ist das stärkste OM, weil seine Atome die höchste EN besitzen  
→ zuunterst in der Redoxreihe.

### Reaktionen von Metallen und Säuren

CH513 S. 42

- Unedle Metalle, d.h. Metalle die in der Redoxreihe über dem Wasserstoff stehen, reagieren mit Säuren unter Bildung von Wasserstoff zu Salzen:
  - $Me + 2 HA \rightarrow MeA_2 + H_2$
- Bei der Reaktion geben die Metall-Atome ihre VE an die hydratisierten Wasserstoff-Ionen (Oxonium) der sauren Lösung ab.
  - CH513 S. 42
- Edel- und Halbedelmetalle stehen in der Redoxreihe unter dem Wasserstoff und reagieren nicht mit gewöhnlichen Säuren, weil sie durch  $H^+$ -Ionen nicht oxidiert werden. Einige reagieren mit oxidierenden Säuren.  
Diese sind *stärkere* OM als die  $H^+$ -Ionen, darum entsteht nie Wasserstoff.