

1.11. Säure-Base-Reaktionen

1.11.1. Säuren und Basen

Verwendung von Säuren

- im Haushalt in allen sauren Lebensmitteln wie z.B. _____, _____, _____, _____
- in der Technik für _____, als Ätz- und Beizmittel

Verwendung von Laugen

- im Haushalt in _____, _____, _____

Beispiele:

saure Lösungen	basische Lösungen (Laugen)
= HCl in H ₂ O	Natronlauge = NaOH in H ₂ O
= HNO ₃ in H ₂ O	= KOH in H ₂ O
= H ₂ CO ₃ in H ₂ O	= Ca(OH) ₂ in H ₂ O
= H ₂ SO ₄ in H ₂ O	= Ba(OH) ₂ in H ₂ O
= H ₃ PO ₄ in H ₂ O	= NH ₃ in H ₂ O
= CH ₃ COOH in H ₂ O	

Vorsicht: Laugen verursachen irreparable Netzhautablösungen. Beim Umgang mit Laugen daher immer _____ tragen und hinterher die _____ abspülen!

Säure-Base-Indikatoren sind Farbstoffe, die durch charakteristische _____ anzeigen, ob eine Lösung _____, _____ oder _____ reagiert.

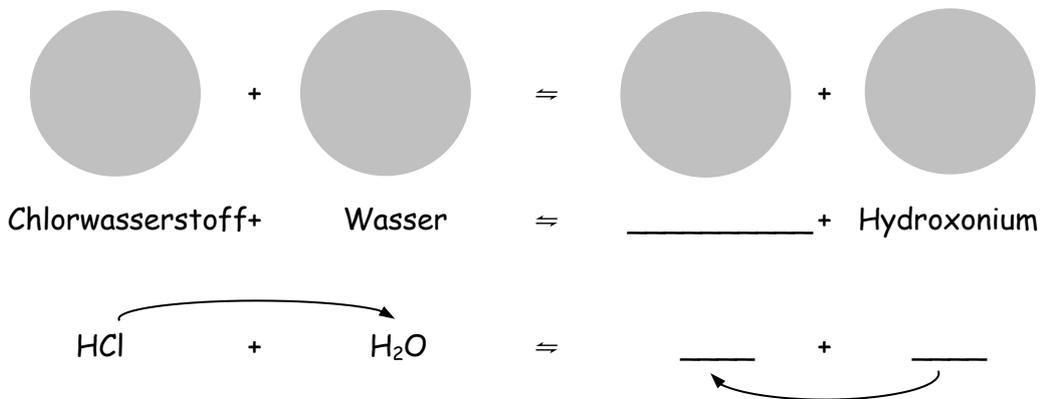
Indikator	sauer	neutral	basisch
Phenolphthalein			
Universalindikator			
Rotkohlsaft			

Der Indikator reagiert auf ein **säure- oder basetypisches Teilchen**, das in allen sauren oder basischen Lösungen vorkommen muss. Da sowohl Säuren als auch Basen ihre Wirkung nur in wässriger Lösung entfalten, kann man schließen, dass das säure bzw. basetypischen Teilchen durch eine Reaktion mit _____ entstehen.

Säuretypische Teilchen wandern zum _____ pol und sind also _____ geladen.

Basentypischen Teilchen wandern zum _____ pol und sind daher _____ geladen.

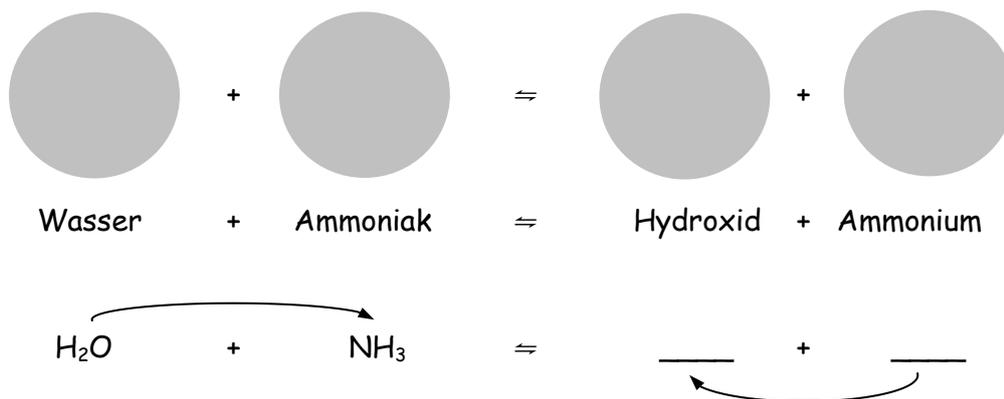
Chlorwasserstoff und Wasser reagieren zu _____:



Säuren geben in wässriger Lösung _____ an Wassermoleküle ab.

Dabei entstehen **Hydroxonium-Ionen** _____: Man erhält eine _____ Lösung

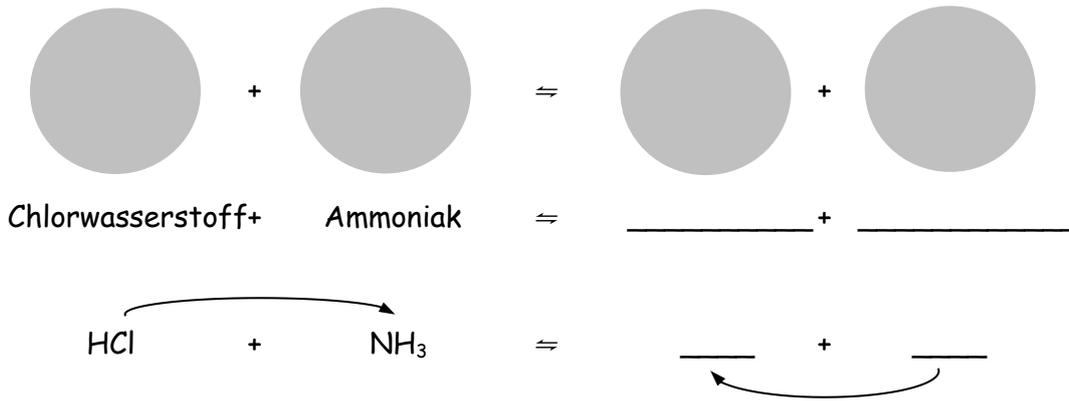
Wasser und Ammoniak reagieren zu _____:



Basen nehmen in wässriger Lösung _____ von Wassermolekülen auf.

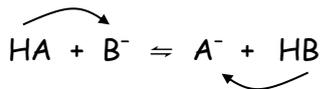
Dabei entstehen **Hydroxid-Ionen** _____: Man erhält eine _____ Lösung (Lauge)

Chlorwasserstoff und Ammoniak reagieren zu _____:



Allgemeine Säure-Base-Reaktion als Protonenübergang

Bei einer Säure-Base-Reaktion gibt die _____ HA ein _____ H⁺ an die _____ B⁻ ab. Dabei entsteht die **korrespondierende** _____ (Säurerest) A⁻ und die **korrespondierende** _____ HB. Bei Säure-Base-Reaktionen ist auch die **Rückreaktion** meist recht ausgeprägt. Man verwendet daher meistens den **Doppelpfeil** :

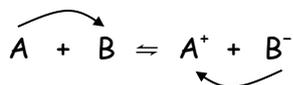


Säuren sind Protonen _____

Basen sind Protonen _____

Redoxreaktion als Elektronenübergang

Bei einer Redoxreaktion gibt das _____mittel A ein _____ e⁻ an das _____mittel B ab. Dabei entsteht das **korrespondierende** _____mittel A⁻ und das **korrespondierende** _____mittel B⁺.

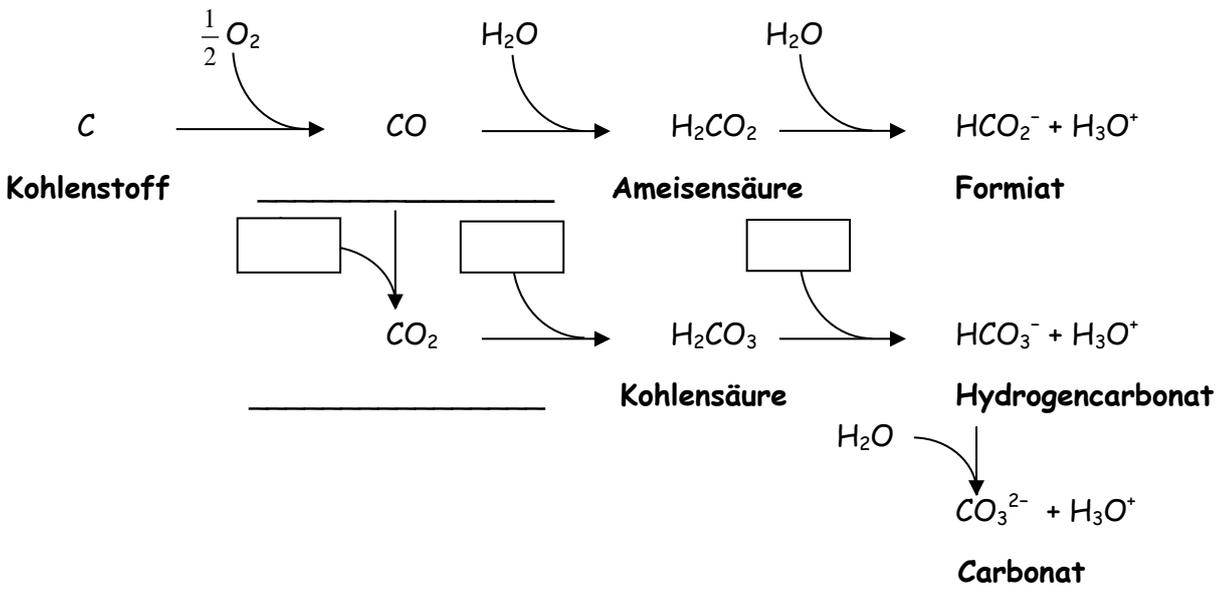


Oxidationsmittel sind Elektronen _____

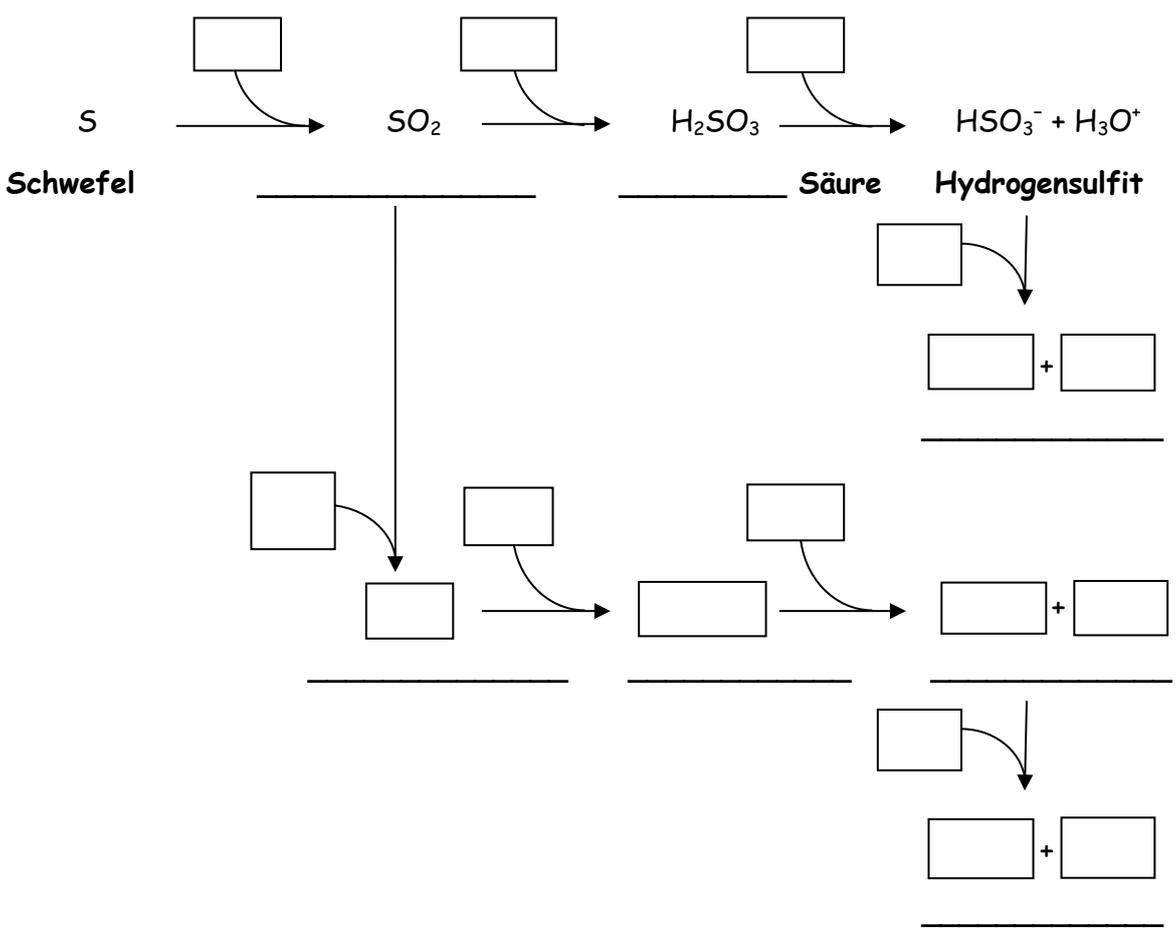
Reduktionsmittel sind Elektronen _____

1.11.2. Herstellung von Säuren und Basen aus Oxiden

1. Sauerstoffsäuren des Kohlenstoffs



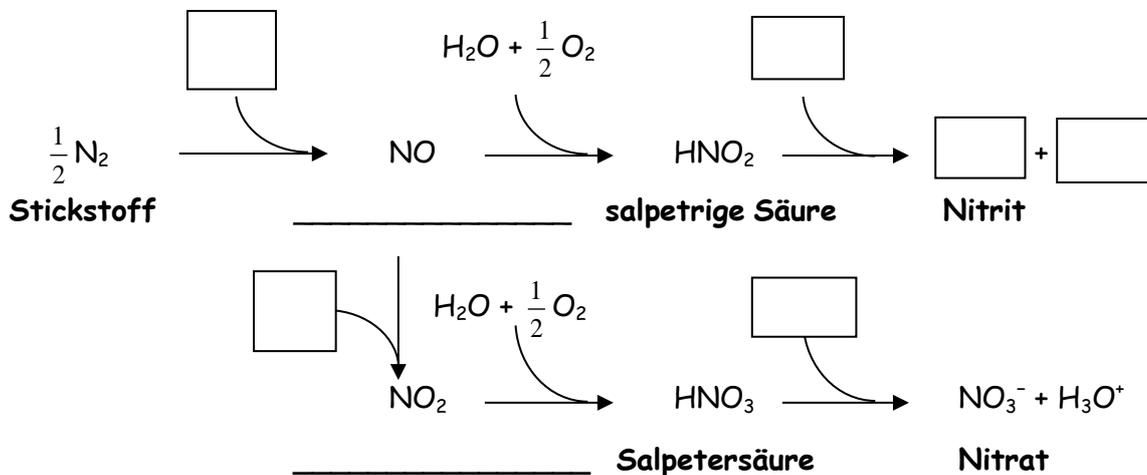
2. Sauerstoffsäuren des Schwefels



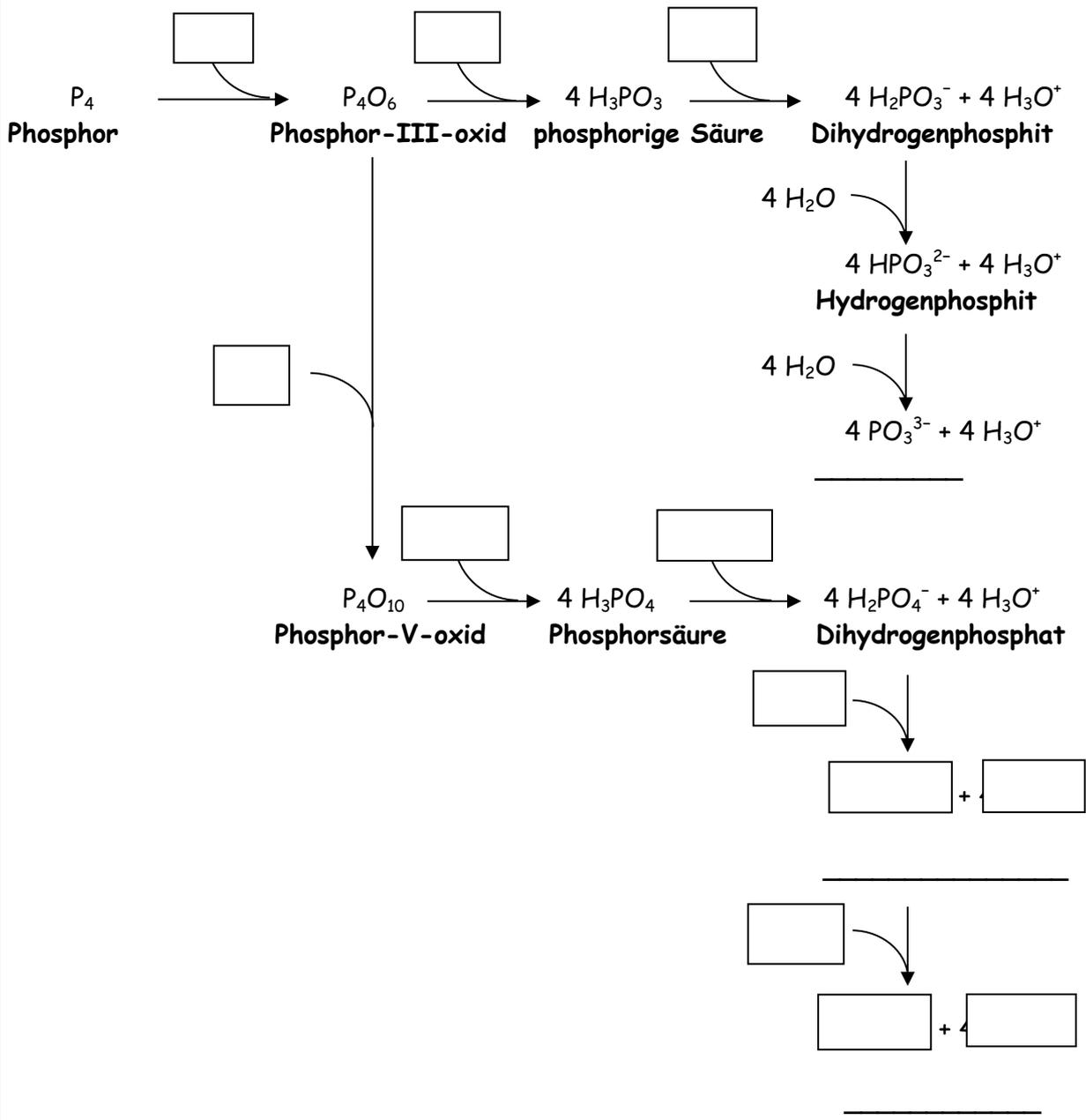
Eigenschaften von konzentrierter Schwefelsäure

- Die Hydroxoniumionen H^+ (vereinfacht) der Schwefelsäure können **unedle Metalle** wie z.B. _____ unter Wasserstoffentwicklung _____ und auflösen:
 $H_2SO_4 + Fe \rightarrow Fe^{2+} + SO_4^{2-} + \underline{\hspace{2cm}}$.
- Die Sulfationen SO_4^{2-} können aber auch **edle Metalle** wie z.B. _____ oxidieren und zerfressen: $H_2SO_4 + Cu \rightarrow Cu^{2+} + \underline{\hspace{2cm}} + H_2O$. Dabei entsteht _____ anstelle von Wasserstoff.
- Schwefelsäure ist stark **hygroskopisch** (_____). Organische Stoffe werden durch Oxidation und Wasserentzug _____.
- „**Nie das Wasser in die Säure, sonst passiert das Ungeheure**“: Schwefelsäure reagiert unter starker Wärmeentwicklung mit **Wasser** (_____thermer Lösungsvorgang). Gießt man Wasser in konzentrierte Schwefelsäure, so _____ es sofort und reißt dabei _____ mit sich.
- Konzentrierte Schwefelsäure hat eine fast doppelt so große _____ wie Wasser: Bei $c = 95\%$ ist $\rho = 1,84\text{ g/cm}^3$.

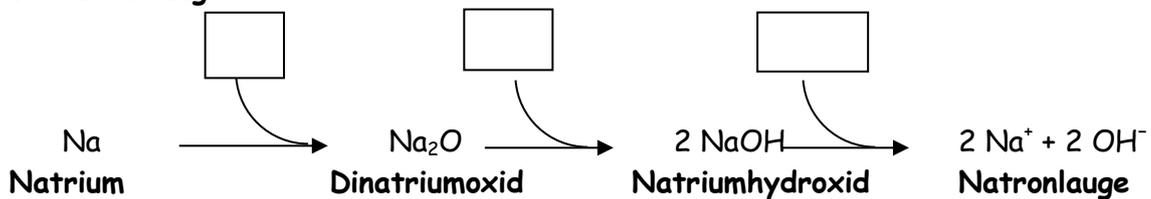
3. Sauerstoffsäuren des Stickstoffs



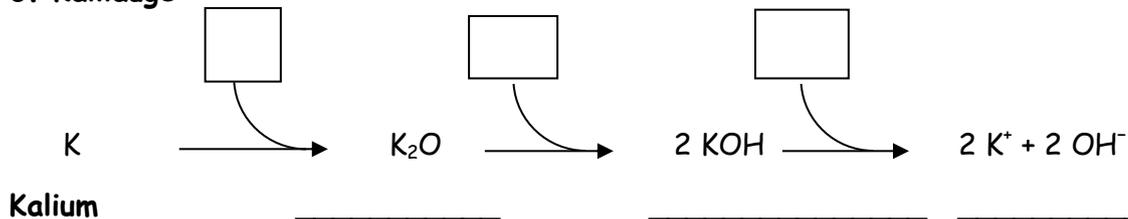
4. Sauerstoffsäuren des Phosphors



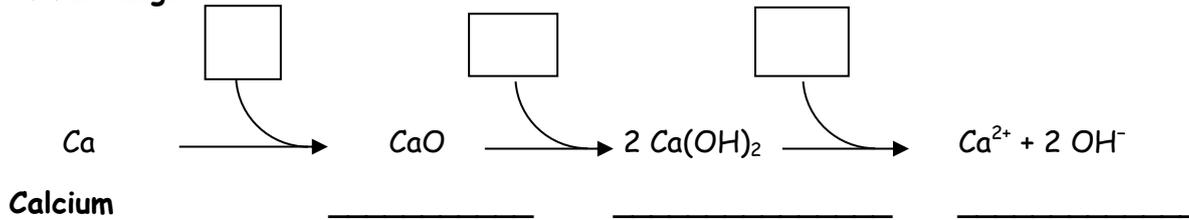
5. Natronlauge



6. Kalilauge



7. Kalklauge



Allgemein gilt:

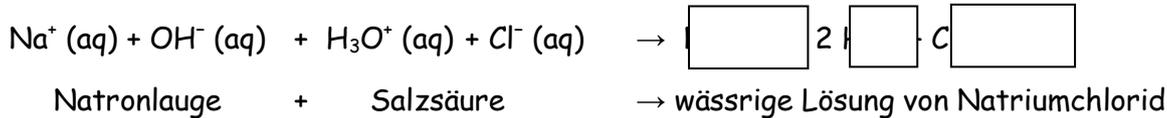
Nichtmetalloxid + Wasser \rightarrow _____

Metalloxid + Wasser \rightarrow _____

1.11.3. Neutralisation und Maßanalyse

Säuren lassen sich mit _____ neutralisieren. Dabei entstehen _____ Lösungen.

Beispiel:



An der eigentlichen Neutralisation sind nur _____ und _____ beteiligt:

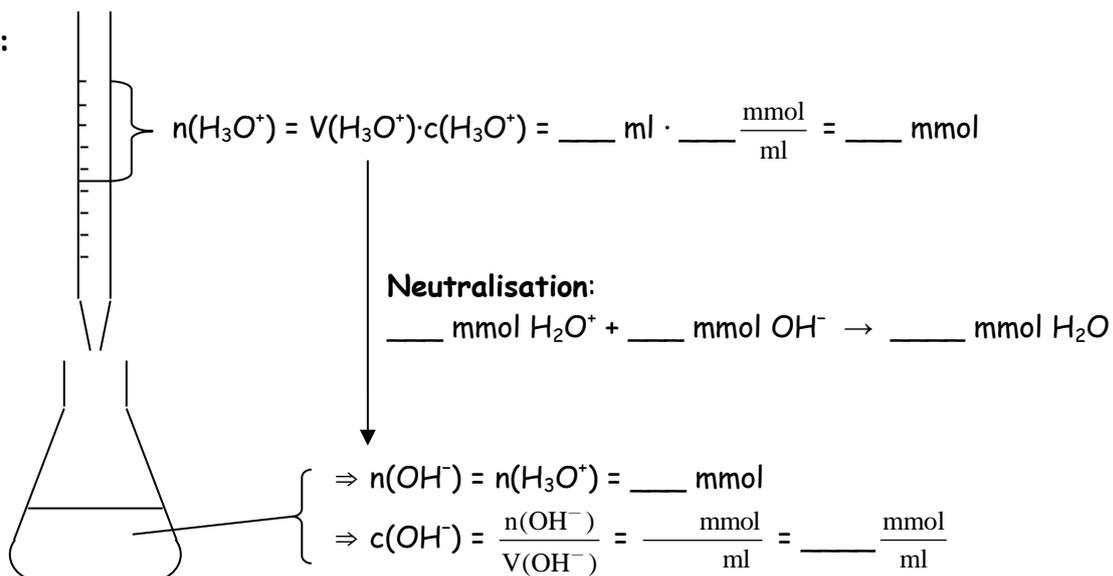


Hydroxonium + Hydroxid \rightarrow _____

Beispiel:

Für die Neutralisation von $V(\text{OH}^-) = 200 \text{ ml}$ einer unbekanntem Lauge wurden $V(\text{H}_3\text{O}^+) = 12 \text{ ml}$ einer $0,1 \text{ molaren}$ Salzsäure mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/l} = 0,1 \text{ mmol/ml}$ benötigt. Bestimme die Teilchenzahl $n(\text{OH}^-)$ und die Konzentration $c(\text{OH}^-)$ der unbekanntem Lauge.

Lösung:



Als **Maßanalyse** oder **Titration** (lat **titulus** = **Aufschrift** \Rightarrow **Bestimmung der Aufschrift**) bezeichnet man die Bestimmung der _____ **n** in einer Lösung durch **Neutralisation** mit einer **Maßlösung** mit bekannter _____ **c**. Der **Endpunkt** der Neutralisation wird durch den Farbwechsel des _____ angezeigt. Das _____ **V** der verbrauchten Maßlösung liest man an der **Bürette** ab. Die gesuchte Teilchenzahl ist dann $n = \frac{c \cdot V}{z}$.

1.11.4. Der pH-Wert

Der **pH-Wert** (lat. **potentia hydrogenii** = **Macht des Wasserstoffs**) ist ein Maß für die Konzentration an H_3O^+ - oder OH^- -Ionen in einer Lösung:

pH	$c(H_3O^+)$ in mol/l	$c(OH^-)$ in mol /l	Beispiele	Charakter
0	1		1-molare Salzsäure	
1	0,1		0,1-molare Salzsäure	
2	0,01			
3	0,001			
4	0,000 1			
5	0,000 01			
6	0,000 001	u.s.w.		
7	0,000 000 1	0,000 000 1		
8	usw.	0,000 001		
9		0,000 01		
10		0,000 1		
11		0,001		
12		0,01		
13		0,1	0,1-molare Natronlauge	
14		1	1-molare Natronlauge	

1.11. Säure-Base-Reaktionen

1.11.1. Säuren und Basen

saure und basische Lösungen im Haushalt vorstellen

Verwendung von Säuren

- im Haushalt in allen sauren Lebensmitteln wie z.B. Zitrone, Essig, Sprudel, Wein
- in der Technik für Batterien, als Ätz- und Beizmittel

Verwendung von Laugen

- im Haushalt in Spül- und Waschmitteln sowie Abflussreinigern.

saure und basische Lösungen vorstellen

Beispiele:

saure Lösungen	basische Lösungen (Laugen)
Salzsäure = HCl in H ₂ O	Natronlauge = NaOH in H ₂ O
Salpetersäure = HNO ₃ in H ₂ O	Kalilauge = KOH in H ₂ O
Kohlensäure = H ₂ CO ₃ in H ₂ O	Kalkwasser = Ca(OH) ₂ in H ₂ O
Schwefelsäure = H ₂ SO ₄ in H ₂ O	Barytwasser = Ba(OH) ₂ in H ₂ O
Phosphorsäure = H ₃ PO ₄ in H ₂ O	Salmiakgeist = NH ₃ in H ₂ O
Essigsäure = CH ₃ COOH in H ₂ O	

Vorsicht: Laugen verursachen irreparable Netzhautablösungen. Beim Umgang mit Laugen daher immer Schutzbrille tragen und hinterher die Hände abspülen!

Indikatoren untersuchen, Elemente I S. 32

Säure-Base-Indikatoren sind Farbstoffe, die durch charakteristische Farbänderungen anzeigen, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch reagiert.

Indikator	sauer	neutral	basisch
Lackmus	rot	blau	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Universalindikator	rot	grünlich	blau
Rotkohlsaft	blau	rot	grün

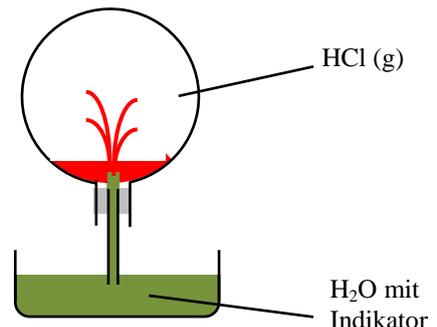
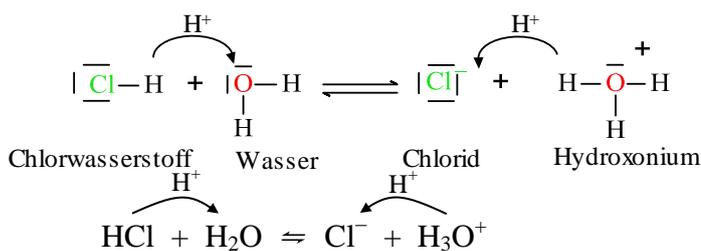
Der Indikator reagiert auf ein **säure- oder basetypisches Teilchen**, das in allen sauren oder basischen Lösungen vorkommen muss. Da sowohl Säuren als auch Basen ihre Wirkung nur in wässriger Lösung entfalten, kann man schließen, dass das saure bzw. basetypischen Teilchen durch eine Reaktion mit **Wasser** entstehen.

Ionenwanderung von Oxalsäure und Natronlauge mit Indikator

Säuretypische Teilchen wandern zum Minuspol und sind also **positiv geladen**. Die **basetypischen Teilchen** wandern dagegen zum Pluspol und sind daher **negativ geladen**.

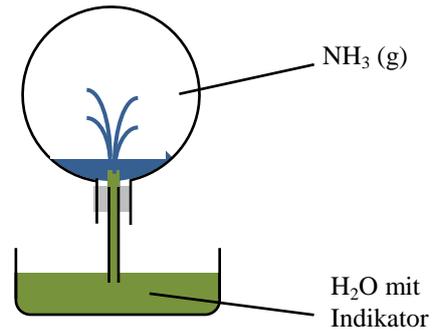
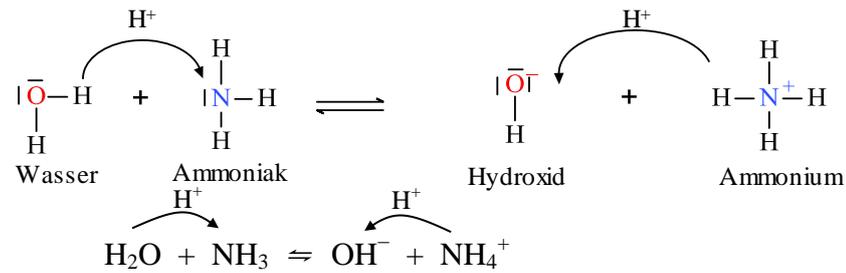
Springbrunnenversuch mit HCl und NH₃, anschließend Gasreaktion HCl + NH₃, Elemente I S. 187 und 198

Wasser und Chlorwasserstoffgas reagieren zu **Salzsäure**:



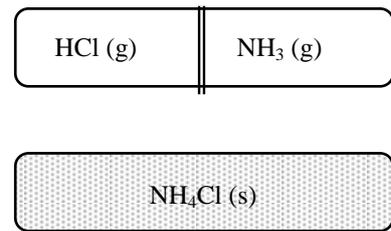
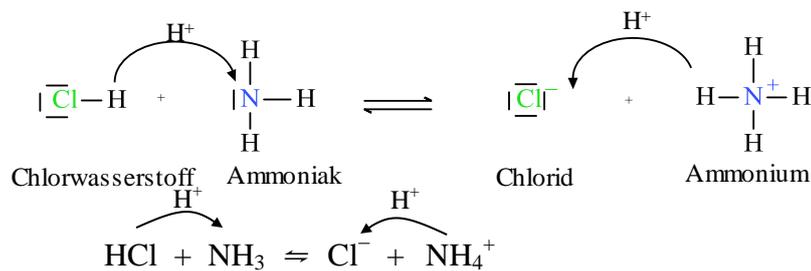
Säuren geben in wässriger Lösung Protonen an Wassermoleküle ab. Dabei entstehen **Hydroxonium-Ionen H₃O⁺**: Man erhält eine **saure Lösung**

Ammoniakgas und Wasser reagieren zu Salmiakgeist:



Basen nehmen in wässriger Lösung Protonen von Wassermolekülen auf. Dabei entstehen **Hydroxid-Ionen** OH^- : Man erhält eine **Lauge**.

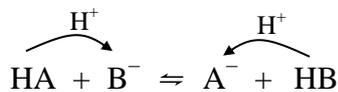
Ammoniakgas und Chlorwasserstoffgas reagieren zu Ammoniumchlorid:



Allgemeine Säure-Base-Reaktion als Protonenübergang

Bei einer Säure-Base-Reaktion gibt die **Säure** HA ein **Proton** H^+ an die **Base** B^- ab. Dabei entsteht die **korrespondierende Base (Säurerest)** A^- und die **korrespondierende Säure** HB .

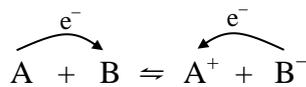
Bei Säure-Base-Reaktionen ist auch die **Rückreaktion** meist recht ausgeprägt. Man verwendet daher i.A. den **Doppelpfeil** \rightleftharpoons :



Säuren sind Protonenspender
Basen sind Protonenfänger

Zum Vergleich: allgemeine Redoxreaktion als Elektronenübergang

Bei einer Redoxreaktion gibt das **Oxidationsmittel** A ein **Elektron** e^- an das **Reduktionsmittel** B ab. Dabei entsteht das **korrespondierende Reduktionsmittel** A^- und das **korrespondierende Oxidationsmittel** B^+ .



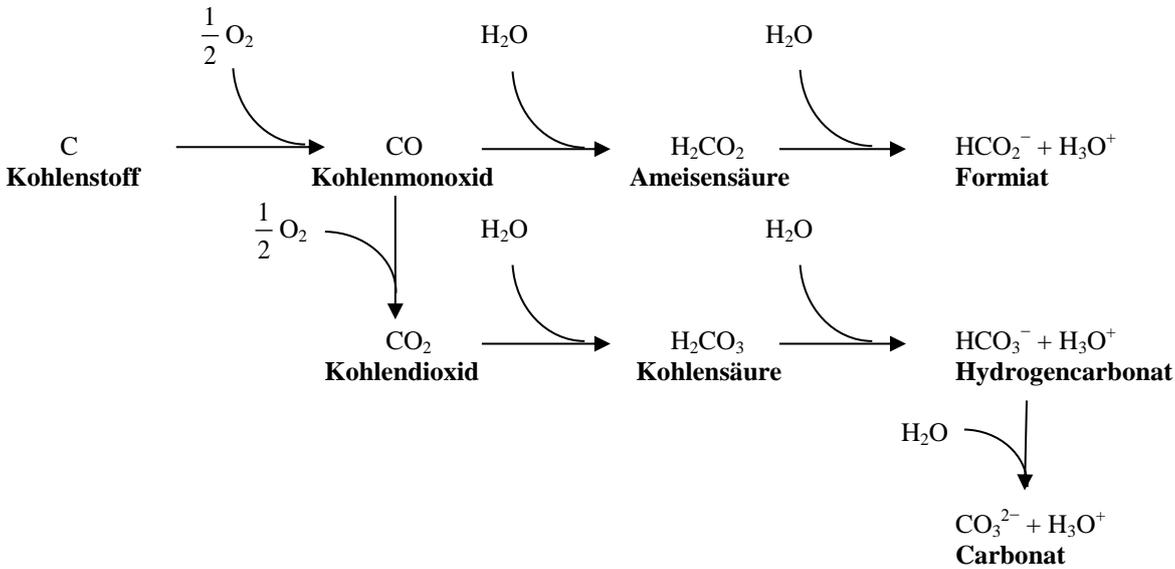
Oxidationsmittel sind Elektronenspender
Reduktionsmittel sind Elektronenfänger

Übungen: Aufgaben zu Säure-Base-Reaktionen Nr. 1

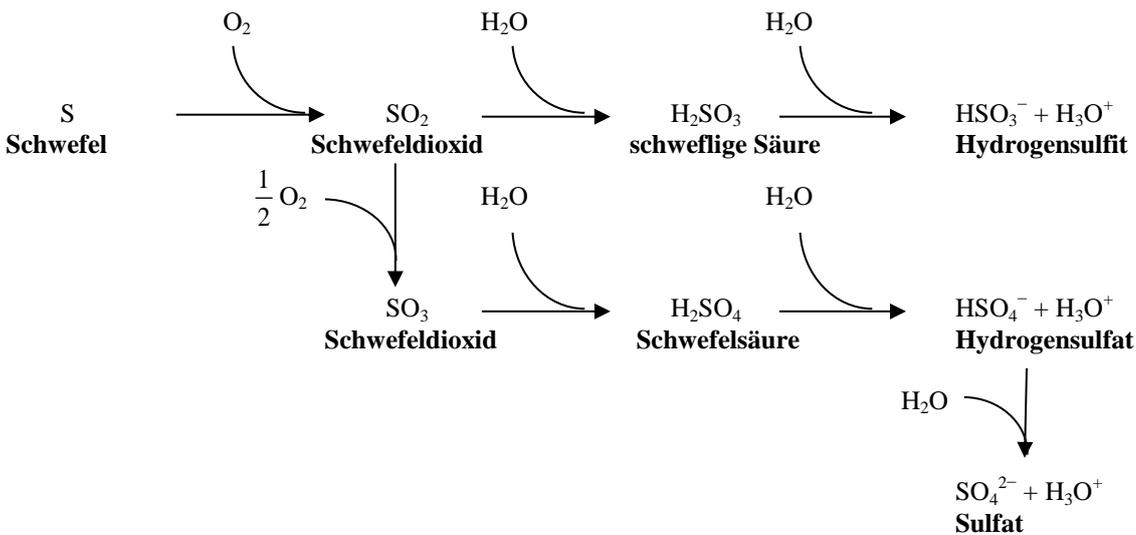
1.11.2. Herstellung von Säuren und Basen aus Oxiden

Metalle und Nichtmetalle verbrennen und die Verbrennungsprodukte mit Wasser und Indikator versetzen

1. Sauerstoffsäuren des Kohlenstoffs



2. Sauerstoffsäuren des Schwefels

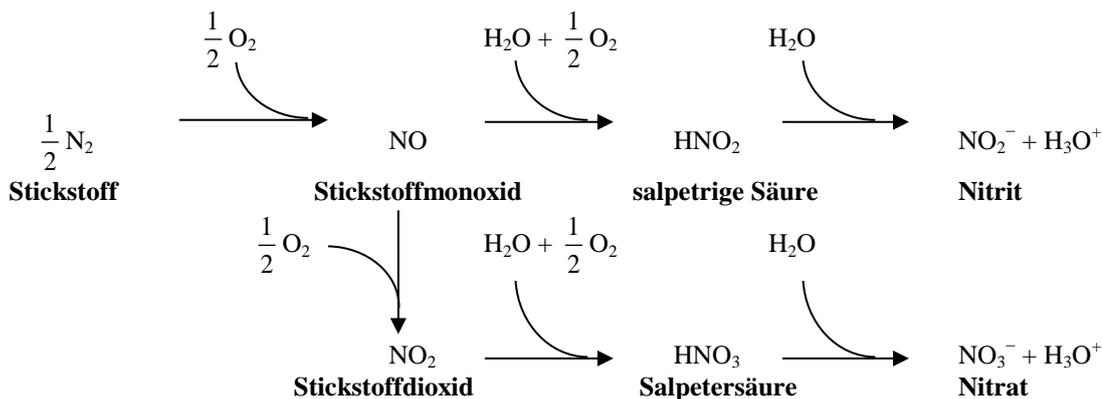


konz H_2SO_4 mit Eisen, Kupfer, Wasser und Watte reagieren lassen, Viskosität untersuchen, Elemente I S. 210 f.

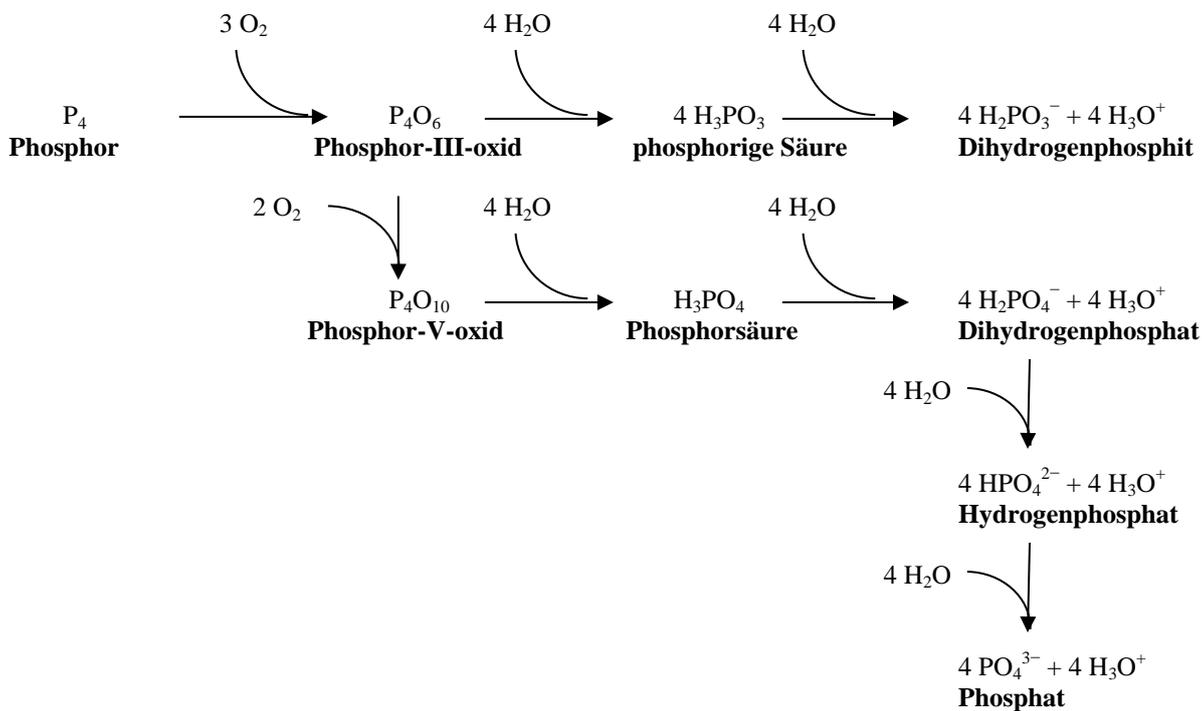
Eigenschaften von konzentrierter Schwefelsäure

- Schwefelsäure ist eine **starke Säure** und oxidiert mit ihren H^+ -Ionen **unedle Metalle** wie z.B. Eisen:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2$
- Schwefelsäure ist ein **starkes Oxidationsmittel** und oxidiert mit ihren SO_4^{2-} -Ionen auch **edle Metalle** wie z.B. Kupfer:
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- Schwefelsäure ist stark **hygroscopisch** (wasserentziehend). Organische Stoffe werden durch Oxidation und Wasserentzug verkohlt.
- „**Nie das Wasser in die Säure, sonst passiert das Ungeheure**“: Schwefelsäure reagiert unter starker Wärmeentwicklung mit **Wasser** (Lösungsvorgang). Gießt man Wasser in konzentrierte Schwefelsäure, so verdampft dieses sofort und reißt dabei Schwefelsäure mit sich aus dem Reaktionsgefäß.
- Konzentrierte Schwefelsäure hat eine fast doppelt so große **Dichte** wie Wasser: Bei $c = 95\%$ ist $\rho = 1,84 \text{ g/cm}^3$.

3. Sauerstoffsäuren des Stickstoffs

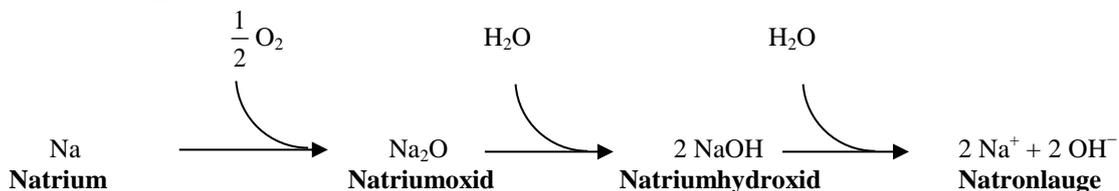


4. Sauerstoffsäuren des Phosphors

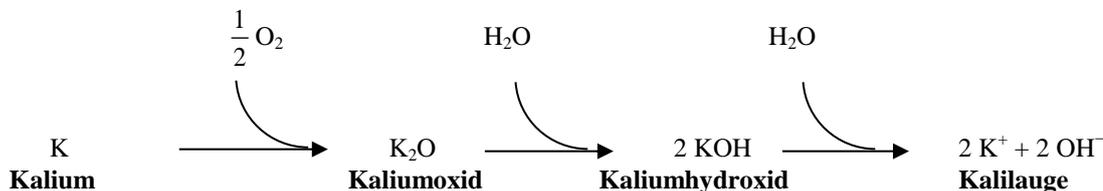


Übungen: Herstellung von Schwefelsäure
 Aufgaben zu Säure-Base-Reaktionen Nr. 2

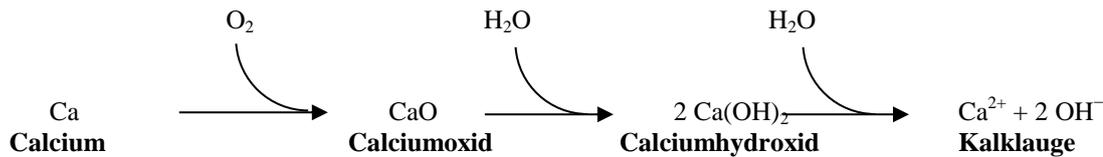
5. Natronlauge



6. Kalilauge



7. Kalklauge



Allgemein gilt:

Nichtmetalloxid + Wasser \rightarrow Säure

Metalloxid + Wasser \rightarrow Base

Übungen: Aufgaben zu Säure-Base-Reaktionen Nr. 3

1.11.3. Neutralisation und Maßanalyse

Neutralisation von HCl mit NaOH und Eindampfen der Lösung, Elemente I S. 200 - 204

Säuren lassen sich mit **Laugen neutralisieren**. Dabei entstehen **Salzlösungen**:

Beispiel:



Natronlauge + Salzsäure \rightarrow wässrige Lösung von Natriumchlorid = Kochsalz

An der eigentlichen Neutralisation sind nur **Hydroxonium-Ionen** und **Hydroxid-Ionen** beteiligt:



Hydroxonium + Hydroxid \rightarrow Wasser

Übungen: Aufgaben zu Säure-Base-Reaktionen Nr. 4

Beispiel:

Für die Neutralisation von $V(\text{OH}^-) = 200 \text{ ml}$ einer unbekanntenen Lauge wurden $V(\text{H}_3\text{O}^+) = 12 \text{ ml}$ einer 0,1 molaren Salzsäure ($c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/l} = 0,1 \text{ mmol/ml}$) benötigt. Bestimme die Teilchenzahl $n(\text{OH}^-)$ und die Konzentration $c(\text{OH}^-)$ der unbekanntenen Lauge.

$n(\text{H}_3\text{O}^+) = V(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) = 12 \text{ ml} \cdot 0,1 \frac{\text{mmol}}{\text{ml}} = 1,2 \text{ mmol}$

Neutralisation:
 $1,2 \text{ mmol H}_3\text{O}^+ + 1,2 \text{ mmol OH}^- \rightarrow 2,4 \text{ mmol H}_2\text{O}$

$\Rightarrow n(\text{OH}^-) = n(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,2 \text{ mmol}$
 $\Rightarrow c(\text{OH}^-) = \frac{n(\text{OH}^-)}{V(\text{OH}^-)} = \frac{1,2 \text{ mmol}}{200 \text{ ml}} = 6 \frac{\text{mmol}}{\text{ml}}$

Als **Maßanalyse** oder **Titration** (lat **titulus** = **Aufschrift** \Rightarrow **Bestimmung der Aufschrift**) bezeichnet man die Bestimmung der **Teilchenzahl n** in einer Lösung durch **Neutralisation** mit einer **Maßlösung** mit bekannter **Konzentration c**. Der **Endpunkt** der Neutralisation wird durch den Farbwechsel des **Indikators** angezeigt. Das **Volumen V** der verbrauchten Maßlösung liest man an der **Bürette** ab. Die gesuchte Teilchenzahl ist dann $n = V \cdot c$.

Übungen: Aufgaben zu Säure-Base-Reaktionen Nr. 5

Leitfähigkeitstirration

Bestimmung des Säuregehaltes in Lebensmitteln

1.11.4. Der pH-Wert

pH-Werte von Essig, Waschmittel, Vitamin-C-Lösung, Obstsaft, Salzsäure und Natronlauge verschiedener Konzentrationen mit pH-Elektrode oder pH-Papier bestimmen, Elemente I S. 33

Der pH-Wert (lat. potentia hydrogenii = Macht des Wasserstoffs) ist ein Maß für die Konzentration an H_3O^+ - oder OH^- -Ionen in einer Lösung:

pH	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ in mol/l	$c(\text{OH}^-)$ in mol/l	Beispiele	Charakter
0	1		1-molare Salzsäure	sauer
1	0,1		0,1-molare Salzsäure	
2	0,01		Zitronensaft, Magensaft	
3	0,001		Essig, Cola	
4	0,000 1		Wein, saurer Regen	
5	0,000 01		Mineralwasser	
6	0,000 001	u.s.w.	Regen, Haut	neutral
7	0,000 000 1	0,000 000 1	destilliertes Wasser, Blut	
8	usw.	0,000 001	Darmsaft, Meerwasser	
9		0,000 01		
10		0,000 1	Seifenlösung	
11		0,001	Salmiakgeist	
12		0,01	Geschirrspülmittel	
13		0,1	0,1-molare Natronlauge	
14		1	1-molare Natronlauge	basisch

Übungen: Aufgaben zu Säure-Base-Reaktionen Nr. 6