



MEHR
ERFAHREN

TRAINING

Gymnasium

Chemie – Mittelstufe 2



STARK

Inhalt

Vorwort

Chemische Reaktionen	1
1 Säure-Base-Reaktionen	2
1.1 Das Proton H ⁺	2
1.2 Säuren und Basen nach BRÖNSTED	3
1.3 Reaktionen mit Protonenübertragung (Protolysen)	4
1.4 Der pH-Wert	8
1.5 Neutralisation	11
1.6 Säure-Base-Titration	14
2 Redoxreaktionen: Reaktionen mit Elektronenübergängen	27
2.1 Reduktion und Oxidation gehören zusammen	27
2.2 Die Oxidationszahl	29
2.3 Das Erstellen von Redoxgleichungen	31
2.4 Die Bedeutung von Redoxreaktionen	33
Organische Chemie	47
1 Kohlenwasserstoffe	50
1.1 Alkane (gesättigte Kohlenwasserstoffe)	50
1.2 Alkene und Alkine (ungesättigte Kohlenwasserstoffe)	59
2 Sauerstoffhaltige organische Verbindungen	84
2.1 Alkanole (Alkohole)	85
2.2 Carbonylverbindungen: Alkanale (Aldehyde) und Alkanone (Ketone)	91
2.3 Carbonsäuren	96
Biomoleküle	119
1 Fette	120
2 Kohlenhydrate	127
2.1 Glucose (Traubenzucker)	128
2.2 Stärke	129

3 Proteine (Eiweiße)	134
3.1 Aminosäuren	134
3.2 Die Peptidbindung	137
3.3 Proteine	138
Lösungen	143
Stichwortverzeichnis	205

Autoren: Ludwig Killian und Birger Pistohl

Vorwort

Liebe Schülerin, lieber Schüler,

mit den Kenntnissen, die du im Verlauf des ersten Mittelstufenabschnitts erworben hast, kannst du nun die **Säure-Base-** und die **Redoxreaktionen** verstehen. Diese beiden wichtigen Reaktionstypen der Chemie und ihre Bedeutung für unseren Alltag werden im ersten Kapitel ausführlich behandelt.

Der überwiegende Teil des Buches führt dich an ein neues großes Teilgebiet der Chemie – **die organische Chemie** – heran. Schrittweise wirst du mit der neuen Begrifflichkeit und den charakteristischen Eigenschaften und Besonderheiten der organischen Stoffklassen vertraut gemacht. Das hierbei gewonnene Wissen bildet wiederum die Grundlage, um die Chemie der **Biomoleküle**, der Bausteine des Lebens, zu verstehen.

Zum Aufbau dieses Buches:

- In den einzelnen Kapiteln werden zunächst die theoretischen Grundlagen vorgestellt, wobei dir zahlreiche **Beispiele mit kommentierten Lösungen** dabei helfen, die einzelnen Zusammenhänge leichter zu verinnerlichen.
- Farbig eingekramt findest du wichtige Begriffe oder Gesetzmäßigkeiten und zu jedem abgeschlossenen Kapitel eine **Zusammenfassung**.
- Am Ende eines jeden Kapitels gibt es zudem **zahlreiche Aufgaben**, die dich dabei unterstützen, das erworbene Wissen einzuüben und richtig wiederzugeben.
- Um eigenständig überprüfen zu können, welche Aufgaben richtig gelöst wurden, befinden sich am Ende dieses Buches **ausführliche Lösungen**.

Viel Freude und Erfolg beim Üben mit diesem Buch!

1.4 Der pH-Wert

Die Konzentration der Oxonium-Ionen $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ kann auch durch eine einfache mathematische Umrechnung als pH-Wert der Lösung ausgedrückt werden.

Der **pH-Wert** ist der negative dekadische Logarithmus der Oxonium-Ionen-Konzentration:
 $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+)$

Die Umrechnung erfolgt nach den Regeln zur Berechnung von Logarithmen: Der Exponent der Zehnerzahl der Konzentration wird beim Logarithmieren als Zahl aufgeschrieben. Beim Delogarithmieren einer Zahl wird diese als negativer Exponent zur Zahl 10 angeschrieben.

Beispiele

- Berechne den pH-Wert einer Salzsäurelösung mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Lösung:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \\ &= -\lg 10^{-3} \\ &= -(-3) \\ &= 3\end{aligned}$$

- Berechne den pH-Wert einer Salzsäurelösung mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

Lösung:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) \\ &= -\lg 3,5 \cdot 10^{-3} \\ &= -(-2,45) \\ &= 2,45\end{aligned}$$

- Eine Lösung hat den pH-Wert 9.

Berechne $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ und $c(\text{OH}^-)$ der Lösung.

Lösung:

$$\begin{aligned}\text{pH} &= -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = 9 \\ c(\text{H}_3\text{O}^+) &= 10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}\end{aligned}$$

Aus dem Ionenprodukt errechnet sich $c(\text{OH}^-)$:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}{c(\text{H}_3\text{O}^+)} = \frac{10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}{10^{-9} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}} = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Da der pH-Wert nur für verdünnte Lösungen im Bereich $1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \geq c(\text{H}_3\text{O}^+) \geq 10^{-14} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ definiert ist, ergibt sich die folgende Tabelle.

$c(\text{H}_3\text{O}^+)$ [mol · L ⁻¹]	1 = 10 ⁰	10 ⁻¹	10 ⁻²	...	10 ⁻⁷	...	10 ⁻¹³	10 ⁻¹⁴
pH	0	1	2	...	7	...	13	14
$c(\text{OH}^-)$ [mol · L ⁻¹]	10 ⁻¹⁴	10 ⁻¹³	10 ⁻¹²	...	10 ⁻⁷	...	10 ⁻¹	10 ⁰ = 1
	sauer			neutral		basisch		

Tab. 2: Zusammenhang zwischen dem pH-Wert und der Oxonium-Ionen-Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ bzw. der Hydroxid-Ionen-Konzentration $c(\text{OH}^-)$ saurer, neutraler und basischer Lösungen

Aus dem Ionenprodukt des Wassers ergibt sich ein einfacher Zusammenhang zwischen dem pH-Wert und dem pOH-Wert einer Lösung.

Der **pOH-Wert** ist der negative dekadische Logarithmus der Hydroxid-Ionen-Konzentration: $pOH = -\lg c(OH^-)$
 $c(OH^-) \cdot c(H_3O^+) = 10^{-14}$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Aus dem alltäglichen Leben gut bekannte Flüssigkeiten können nach ihrem pH-Wert sortiert werden.

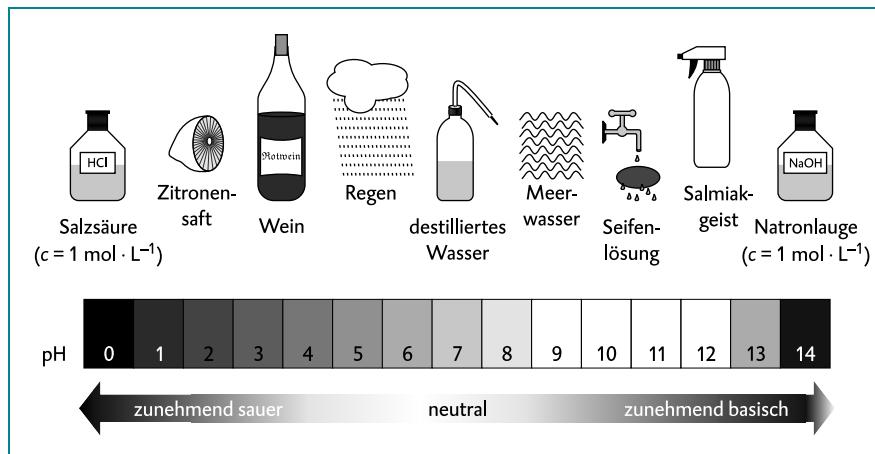


Abb. 1: pH-Skala für eine Reihe bekannter Flüssigkeiten

Die Konzentration von Oxonium-Ionen hängt bei einer wässrigen Lösung des Stoffes HX von zwei Faktoren ab:

- von der Konzentration der Säure:
 $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ist umso größer, je höher $c(\text{HX})$
- von der Stärke der Säure:
 $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ist umso größer, je leichter HX sein Proton abgibt.

Eine grobe Orientierung über den vorliegenden pH-Wert einer Lösung liefert z. B. ein Universalindikatorpapier, das je nach pH-Wert abgestufte Farben zeigt.

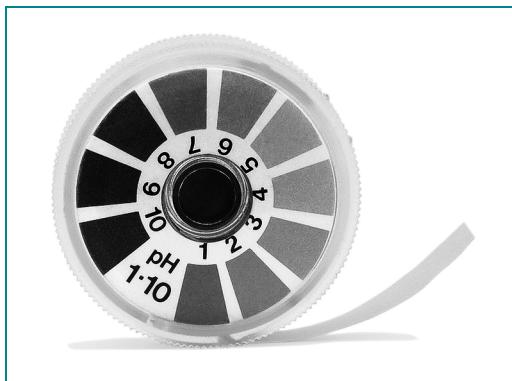


Abb. 2: pH-Indikatorpapier

Mit vielen **Säure-Base-Indikatoren** kann man auf einfache Weise durch Zutropfen zur Lösung feststellen, ob die Lösung sauer ($\text{pH} < 7$) oder basisch ($\text{pH} > 7$) reagiert. Indikatoren (z. B. Bromthymolblau, Phenolphthalein, Lackmus) sind Stoffe, die bei bestimmten pH-Bereichen unterschiedlich gefärbt sind, weil sie selbst Protonen aufnehmen oder abgeben können.

Indikator	Farbe des Indikators		
	$\text{pH} < 7$	$\text{pH} \approx 7$	$\text{pH} > 7$
Bromthymolblau	gelb	grün	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	rosa
Lackmus	rot	violett	blau

Tab. 3: Farben einiger Säure-Base-Indikatoren in Abhängigkeit vom pH-Bereich

1.5 Neutralisation

Reagiert eine Säure in passender Stoffmenge mit einer Base oder umgekehrt, so entsteht häufig ein neutral reagierendes Salz. Die Wirkung der Säure oder der Base wird aufgehoben. Es läuft eine **Neutralisationsreaktion** ab, die immer (Ausnahme: Ammoniumsalze) mit der folgenden allgemeinen Wortgleichung beschrieben werden kann.



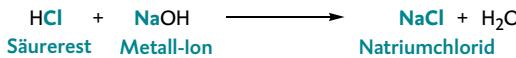
Dabei bilden das **Metall-Ion** der Base und der **Säurerest** der Säure das Salz.

Beispiele

- Salzsäure wird vollständig mit Natronlauge neutralisiert.
(Hinweis: „vollständig“ bedeutet hier:
 $n(\text{HCl}) : n(\text{NaOH}) = 1 : 1$)
Erstelle die Summen- und die Ionengleichung.

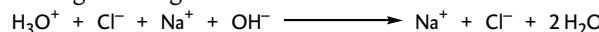
Lösung:

Summengleichung:

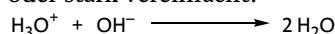


Da in wässrigen Lösungen Ionen vorliegen, kann man diesen Vorgang auch als Ionengleichung formulieren.

Ionengleichung:



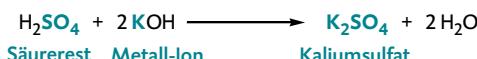
oder stark vereinfacht:



- Formuliere die Summen- und Ionengleichung für die Neutralisation von Kalilauge mit Schwefelsäure.

Lösung:

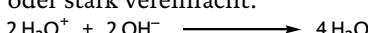
Summengleichung:



Ionengleichung:



oder stark vereinfacht:

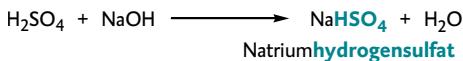


Der gemeinsame Vorgang aller **Neutralisationsreaktionen** in wässriger Lösung ist ein Protonenübergang von Oxonium-Ionen auf Hydroxid-Ionen unter Bildung von Wasser-Molekülen.

Bei **mehrprotonigen Säuren** (z. B. H_2SO_4 , H_3PO_4) können die Protonen auch stufenweise abgegeben werden, sodass bei „unvollständigen Neutralisationen“ auch Salze möglich sind, die im Anion (Säurerest) noch gebundene Wasserstoffatome aufweisen.

Beispiel

Schwefelsäure wird im molaren Verhältnis von 1 : 1 mit Natronlauge umgesetzt. Formuliere die Summengleichung.



Hier ist der Säurerest also das Hydrogensulfat-Ion HSO_4^- .

Die Tabellen 4–6 enthalten die wichtigsten Säuren, ihre Säurerest-Anionen sowie bekannte Basen.

Säure		Säurerest					
H_3PO_4	Phosphorsäure	PO_4^{3-}	Phosphat	HPO_4^{2-}	Hydrogenphosphat	H_2PO_4^-	Dihydrogenphosphat
H_3PO_3	phosphorige Säure	PO_3^{3-}	Phosphit	HPO_3^{2-}	Hydrogenphosphit	H_2PO_3^-	Dihydrogenphosphit
H_2SO_4	Schwefelsäure	SO_4^{2-}	Sulfat	HSO_4^-	Hydrogensulfat		
H_2SO_3	schweflige Säure	SO_3^{2-}	Sulfit	HSO_3^-	Hydrogensulfit		
H_2CO_3	Kohlensäure	CO_3^{2-}	Carbonat	HCO_3^-	Hydrogencarbonat		
HNO_3	Salpetersäure	NO_3^-	Nitrat				
HNO_2	salpetrige Säure	NO_2^-	Nitrit				
HCN	Blausäure	CN^-	Cyanid				
$\text{HCl}_{(\text{aq})}$	Salzsäure (Wasserstoffchlorid)	Cl^-	Chlorid				
$\text{HF}_{(\text{aq})}$	Flusssäure (Wasserstofffluorid)	F^-	Fluorid				

Säure		Säurerest	
HBr (aq)	Wasserstoffbromid	Br ⁻	Bromid
Hl (aq)	Wasserstoffiodid	I ⁻	Iodid
HClO	hypochlorige Säure	ClO ⁻	Hypochlorit
HClO ₂	chlorige Säure	ClO ₂ ⁻	Chlorit
HClO ₃	Chlorsäure	ClO ₃ ⁻	Chlorat
HClO ₄	Perchlor-säure	ClO ₄ ⁻	Perchlorat
H ₄ SiO ₄	Kieselsäure	SiO ₄ ⁴⁻	Silicat
H ₂ S	Diwasser-stoffsulfid	S ²⁻	Sulfid

Tab. 4: Beispiele wichtiger Säuren

Organische Säure		Säurerest	
CH ₃ -COOH	Essigsäure	CH ₃ -COO ⁻	Acetat
H-COOH	Ameisensäure	H-COO ⁻	Formiat
HOOC-COOH	Oxalsäure	^OOC-COO ⁻	Oxalat
C ₃ H ₅ O(COOH) ₃	Zitronensäure	C ₃ H ₅ O(COO ⁻) ₃	Citrat

Tab. 5: Beispiele wichtiger organischer Säuren

Base (Hydroxid)		Lauge (wässrige Lösung)	
NaOH (s)	Natriumhydroxid (Ätznatron)	NaOH (aq)	Natronlauge
KOH (s)	Kaliumhydroxid (Ätzkali)	KOH (aq)	Kalilauge
Ba(OH) ₂ (s)	Bariumhydroxid	Ba(OH) ₂ (aq)	Barytlauge
Ca(OH) ₂ (s)	Calciumhydroxid	Ca(OH) ₂ (aq)	Kalklauge
NH ₃ (g)	Ammoniak	NH ₄ OH (aq)	Ammoniakwasser

Tab. 6: Beispiele wichtiger Basen

1.6 Säure-Base-Titration

Durch Titrationen kann man in der Chemie ganz allgemein **quantitative** Bestimmungen durchführen, d. h. von einem bekannten Stoff dessen vorliegende „Menge“ ermitteln (z. B. Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration, Masse). Die Frage „wie viel liegt von diesem Stoff vor?“ wird dadurch beantwortet.

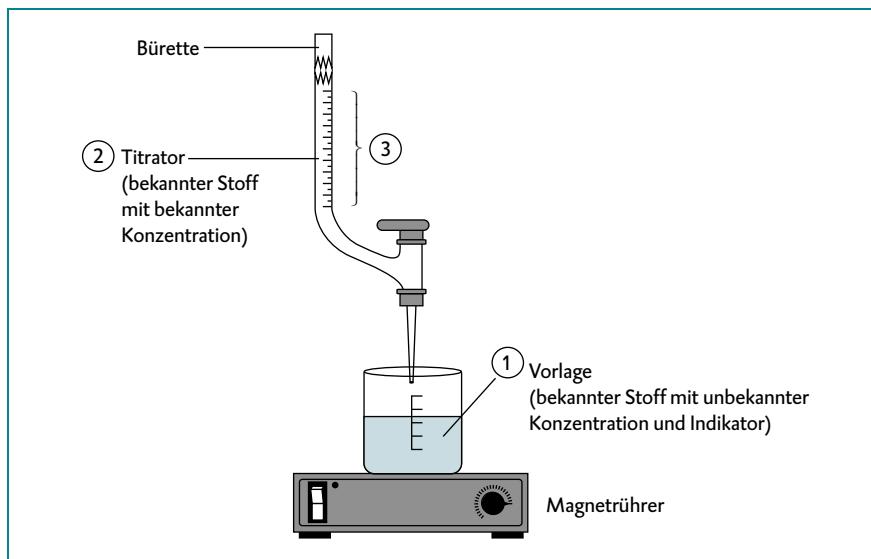


Abb. 3: Versuchsaufbau zur Säure-Base-Titration

Vorgehensweise:

- 1 In einer Vorlage, etwa einem Becherglas, befindet sich ein bekannter Stoff (z. B. Natronlauge) mit bekanntem Volumen $V(\text{NaOH})$, aber unbekannter Konzentration $c(\text{NaOH})$.
Bei Säure-Base-Titrationen setzt man der Vorlage einige Tropfen eines geeigneten Säure-Base-Indikators (z. B. Bromthymolblau) zu.
- 2 Unter ständiger Bewegung der Vorlage tropft man langsam den Titrator aus der Bürette zu. Der Titrator ist ein bekannter Stoff (z. B. Salzsäure) mit bekannter Konzentration $c(\text{HCl})$.
- 3 Am Umschlagspunkt des Indikators (Farbänderung) ist die gesamte Menge des Stoffes in der Vorlage umgesetzt (die vorgelegte Natronlauge ist vollständig von der zugesetzten Salzsäure neutralisiert).
Man liest dann an der Bürette das verbrauchte Volumen des Titrators ab (hier $V(\text{HCl})$).

Nach Ablauf einer Titration sind also $c(\text{Titrator})$, $V(\text{Titrator})$ und $V(\text{Vorlage})$ bekannt. Um $c(\text{Vorlage})$ berechnen zu können, benötigt man aus der Reaktionsgleichung noch das Stoffmengenverhältnis $n(\text{Titrator})$ zu $n(\text{Vorlage})$.

Durch Gleichsetzen erhält man die allgemeine Beziehung

$$\frac{c(\text{Titrator}) \cdot V(\text{Titrator})}{c(\text{Vorlage}) \cdot V(\text{Vorlage})} = \frac{n(\text{Titrator})}{n(\text{Vorlage})}$$

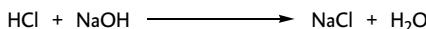
Lediglich $c(\text{Vorlage})$ ist nach der Titration nun noch unbekannt und kann berechnet werden.

Beispiel

Bei der Titration von 25 mL Natronlauge mit Salzsäure der Konzentration $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ werden bis zum Umschlagspunkt des Indikators Bromthymolblau von blau nach gelb 50 mL der Säure verbraucht.

Berechne die Stoffmengenkonzentration $c(\text{NaOH})$ der Ausgangslösung und die Masse $m(\text{NaOH})$ in diesen 25 mL Natronlauge.

Lösung: Zuerst formuliert man die Reaktionsgleichung und ordnet die bekannten Werte zu:



$$\begin{aligned} c(\text{HCl}) &= 0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} & c(\text{NaOH}) &= ? \\ V(\text{HCl}) &= 50 \text{ mL} & V(\text{NaOH}) &= 25 \text{ mL} \end{aligned}$$

Aus der Gleichung ergibt sich das Stoffmengenverhältnis

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{NaOH})} = \frac{1}{1}$$

Durch Gleichsetzen ergibt sich:

$$\frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH})} = \frac{n(\text{HCl})}{n(\text{NaOH})}$$

Aufgelöst nach der einzigen unbekannten Größe $c(\text{NaOH})$:

$$c(\text{NaOH}) = \frac{c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) \cdot n(\text{NaOH})}{V(\text{NaOH}) \cdot n(\text{HCl})} = \frac{0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 50 \text{ mL} \cdot 1}{25 \text{ mL} \cdot 1} = \underline{\underline{0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}}}$$

Um $m(\text{NaOH})$ in 25 mL berechnen zu können, benötigt man zuerst die Stoffmenge $n(\text{NaOH})$, da sonst in der Gleichung $n = \frac{m}{M}$ zwei unbekannte Größen vorliegen würden.

$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) \\ &= 0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 25 \text{ mL} \\ &= 5 \text{ mmol} \quad (\text{Millimol}) = \underline{\underline{0,005 \text{ mol}}} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \\ &= 5 \text{ mmol} \cdot 40 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \\ &= 200 \text{ mg} = \underline{\underline{0,2 \text{ g}}} \end{aligned}$$

Zusammenfassung

- BRÖNSTED-Säuren sind Protonendonatoren, BRÖNSTED -Basen sind Protonenakzeptoren.
- Bei Protolysen finden Protonenübertragungen zwischen Säuren und Basen statt.
- Die Stoffmengenkonzentration c gibt an, welche Stoffmenge n des Stoffes in einem bestimmten Volumen V gelöst ist:

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

- Die Oxonium-Ionen-Konzentration $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ gibt in wässrigen Lösungen an, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch reagiert:

$c(\text{H}_3\text{O}^+) > 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ **sauer**

$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ **neutral**

$c(\text{H}_3\text{O}^+) < 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ **basisch**

- Durch die Verwendung des pH-Werts statt $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ergibt sich:

$\text{pH} < 7$ **sauer**

$\text{pH} = 7$ **neutral**

$\text{pH} > 7$ **basisch**

- Bei einer Neutralisation reagiert eine Säure mit einer Base zu einem Salz und Wasser.
- Titrationen ermöglichen quantitative Aussagen zu chemischen Reaktionen.

Aufgaben 1 Kreuze die zutreffenden Aussagen an:

- Eine Säure ist ein Protonendonator.
- Das Kennzeichen einer Säure ist ein freies Elektronenpaar.
- Das Kennzeichen einer Base ist ein freies Elektronenpaar.
- Das Kennzeichen einer Base ist das Hydroxid-Ion.
- Säuren und Basen sind polare Moleküle.
- Säure und saure Lösung bezeichnen das Gleiche.
- Säure und saures Molekül bezeichnen das Gleiche.
- Eine saure Lösung entsteht, wenn eine Säure mit Wasser reagiert und die Reaktionsprodukte in Wasser gelöst sind.
- Eine Säure enthält Oxonium-Ionen.
- Eine saure Lösung enthält Oxonium-Ionen.
- Säuren müssen mindestens ein polar gebundenes Wasserstoff-Atom enthalten.
- Basen bilden mit Wasser basische Lösungen.
- Das Kennzeichen einer basischen Lösung ist das Hydroxid-Ion.

2 Ammoniumbromid reagiert mit Kalilauge ($\text{KOH}_{(\text{aq})}$) zu Kaliumbromid, Wasser und einem Gas.

Stelle die Reaktionsgleichung auf und kennzeichne, welche Teilchen dabei als Säure und welche als Base reagieren.

3 Entscheide, welche der folgenden Teilchen als Säure reagieren können. Stelle für diese Fälle die Reaktionsgleichungen auf. Verwende als Base das hypothetische Molekül $|\text{B}$.

CH_4	HI	HCO_3^-	SF_6	H_2S
$\text{NH}(\text{CH}_3)_2$	H_2O	CO_2	HNO_2	H_3O^+
H_2SO_3	SO_3	HClO_3	Cl^-	CH_2O

4 Gibt man zu Ammoniumchlorid ($\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{s})}$) Kalilauge, so entweicht Ammoniak. Formuliere die Reaktionsgleichung für diese Protolysereaktion mit

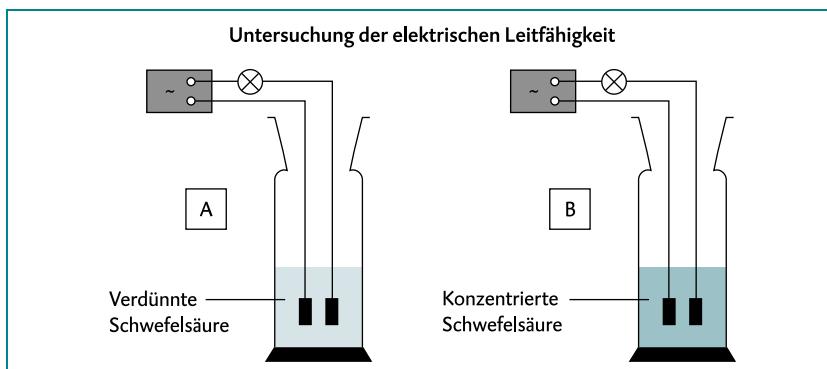
- a Summenformeln,
- b Valenzstrichformeln.

- 5 Ergänze die Lücken im Text sinnvoll. Verwende dazu einen Teil der Begriffe aus der Tabelle.

saure Lösung	Protonendonator	Protonenakzeptor	Ampholyt
Säure	$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$	Oxonium-Ionen	Blausäure
Base	$\text{HCl}(\text{g})$	Hydroxid-Ionen	Cyanid-Ionen
Neutralisationsreaktion	Redoxreaktion	H_2O -Moleküle	Natronlauge
$\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$	$\text{HCl}(\text{aq})$	Wasser	Protopolyse

Die bei Raumtemperatur gasförmige Verbindung HCN trägt den Trivialnamen Blausäure. Das HCN-Molekül ($\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$) ist eine schwache Säure, d. h., es fungiert gegenüber Basen als ______. Die korrespondierende ______, das Cyanid-Ion (CN^-), reagiert dementsprechend als _____. Gibt man ein Salz der Blausäure zu einer verdünnten Salzsäure (_____), so reagieren die _____ der Lösung mit den Cyanid-Ionen zu _____ und _____. Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine _____.

- 6 Betrachte die beiden Versuchsanordnungen. Bei welchem dieser beiden Versuche wird die Lampe leuchten? Begründe deine Antwort.

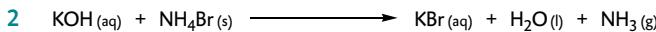


- 7 Wie lautet der Fachbegriff für die nachfolgenden Reaktionen? Stelle die Reaktionsgleichungen auf und benenne die Produkte.

- Salzsäure + Natronlauge
- Salpetersäure + Ammoniak
- Schweflige Säure + Kalilauge
- Kohlensäure + Calciumhydroxid-Lösung
- Wasserstoff sulfid + Bariumhydroxid-Lösung

Lösungen

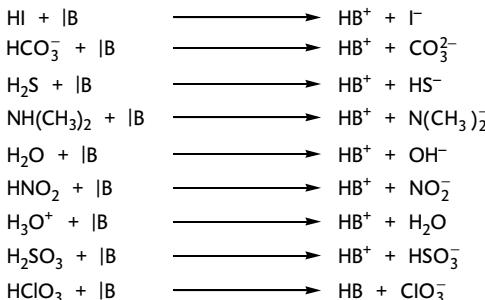
- 1 Eine Säure ist ein Protonendonator.
- Das Kennzeichen einer Säure ist ein freies Elektronenpaar.
- Das Kennzeichen einer Base ist ein freies Elektronenpaar.
- Das Kennzeichen einer Base ist das Hydroxid-Ion.
- Säuren und Basen sind polare Moleküle.
- Säure und saure Lösung bezeichnen das Gleiche.
- Säure und saures Molekül bezeichnen das Gleiche.
- Eine saure Lösung entsteht, wenn eine Säure mit Wasser reagiert und die Reaktionsprodukte in Wasser gelöst sind.
- Eine Säure enthält Oxonium-Ionen.
- Eine saure Lösung enthält Oxonium-Ionen.
- Säuren müssen mindestens ein polar gebundenes Wasserstoff-Atom enthalten.
- Basen bilden mit Wasser basische Lösungen.
- Das Kennzeichen einer basischen Lösung ist das Hydroxid-Ion.

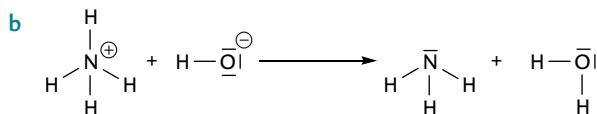
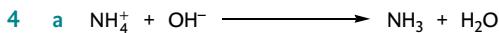


Säure: das Ammonium-Ion (NH_4^+)

Base: das Hydroxid-Ion (OH^-)

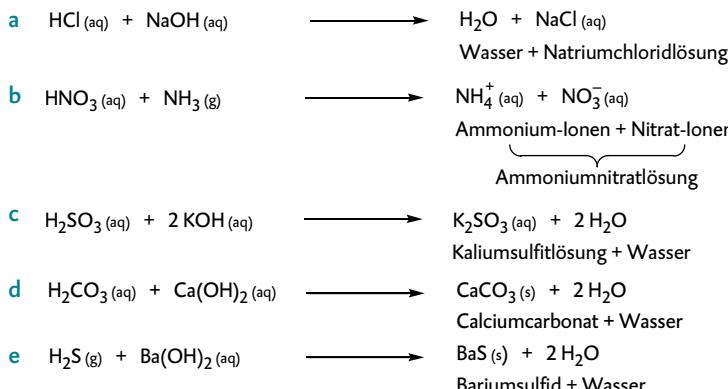
- 3 HI , HCO_3^- , H_2S , $\text{NH}(\text{CH}_3)_2$, H_2O , HNO_2 , H_3O^+ , H_2SO_3 , HClO_3 können als Säure reagieren.





- 5 Die bei Raumtemperatur gasförmige Verbindung HCN trägt den Trivialnamen Blausäure. Das HCN-Molekül ($\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}$) ist eine schwache Säure, d. h., es fungiert gegenüber Basen als **Protonendonator**. Die korrespondierende **Base**, das Cyanid-Ion (CN^-), reagiert dementsprechend als **Protonenakzeptor**. Gibt man ein Salz der Blausäure zu einer verdünnten Salzsäure (HCl(aq)), so reagieren die **Oxonium-Ionen** der Lösung mit den Cyanid-Ionen zu **Blausäure** und **Wasser**. Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine **Neutralisationsreaktion**.
- 6 In Versuch A leuchtet die Glühbirne, da in verdünnter Schwefelsäure in Wasser gelöste Oxonium-Ionen und Sulfat-Ionen nebeneinander vorliegen. Verdünnte Schwefelsäure ist ein Leiter 2. Ordnung. Konzentrierte Schwefelsäure zeigt praktisch keine Leitfähigkeit, da neutrale H_2SO_4 -Moleküle vorliegen.

7 Säure-Base-Reaktionen (Protolysereaktionen)





© **STARK Verlag**

www.stark-verlag.de

info@stark-verlag.de

Der Datenbestand der STARK Verlag GmbH
ist urheberrechtlich international geschützt.
Kein Teil dieser Daten darf ohne Zustimmung
des Rechteinhabers in irgendeiner Form
verwertet werden.

STARK