



## KAPITEL 5

# Säuren, Basen und Salze

Von Zitronensaft bis Rohrreiniger – warum manche Stoffe ätzen, warum der pH-Wert im Pool stimmen muss und wie aus einer Säure und einer Base ein Salz entsteht.

### Lernziele

- ✓ Ich kenne Eigenschaften von Säuren und Basen.
- ✓ Ich kann die pH-Skala erklären und pH-Werte zuordnen.
- ✓ Ich kenne verschiedene Indikatoren und kann sie anwenden.
- ✓ Ich weiss, was bei einer Neutralisation passiert.
- ✓ Ich kenne wichtige Säuren, Basen und Salze im Alltag.

Lehrplan 21: NT.3.1 · NT.3.2

## Lernziele

- Nach diesem Kapitel kannst du Säuren und Basen anhand ihrer Eigenschaften erkennen und unterscheiden.
- Du kannst die pH-Skala erklären und Alltagsstoffen ihren pH-Wert zuordnen.
- Du kennst verschiedene Indikatoren und weisst, wie sie Säuren und Basen anzeigen.
- Du kannst eine Neutralisationsreaktion beschreiben und die Gleichung aufstellen.
- Du kennst wichtige Säuren, Basen und Salze aus Alltag und Industrie.

### pH-Skala mit Alltagsbeispielen



Je kleiner der pH-Wert, desto saurer — je grösser, desto basischer

## Säuren, Basen und Salze – überall um uns herum

Stell dir vor, du beisst in eine frische Zitrone. Sofort zieht sich dein Mund zusammen, die Augen werden klein, und du spürst dieses intensive, saure Gefühl auf der Zunge. Dieser Geschmack kommt von der **Zitronensäure**, einer natürlichen Säure, die in vielen Früchten vorkommt. Doch Säuren stecken nicht nur in Zitronen: Der Essig auf deinem Salat, die Kohlensäure im Sprudelwasser, die Phosphorsäure in der Cola – dein Alltag ist voller Säuren, auch wenn du es vielleicht gar nicht merkst.

Auf der anderen Seite stehen die **Basen**, manchmal auch **Laugen** genannt. Hast du dich schon einmal gefragt, warum sich nasse Seife so eigenartig glitschig anfühlt? Oder warum Rohrreiniger Haare und Fett auflösen können? Das liegt daran, dass diese Stoffe basisch sind. Basen fühlen sich auf der Haut seifig an und sind in vielen Reinigungsmitteln enthalten. Auch Backpulver – das du vielleicht fürs nächste Kuchenbacken brauchst – ist eine schwache Base. Es reagiert mit Säuren und erzeugt dabei Gasblasen, die den Teig aufgehen lassen.

Besonders spannend wird es, wenn Säuren und Basen aufeinandertreffen. Bei einer sogenannten **Neutralisation** reagieren sie miteinander und es entsteht ein **Salz** und Wasser. Das bekannteste Beispiel ist Kochsalz – Natriumchlorid –, das bei der Reaktion von Salzsäure und Natronlauge entsteht. Salze begegnen dir jeden Tag: beim Würzen des Essens, im Strassenstreusalz im Winter, als Gips an der Wand oder als Kalk im Leitungswasser.

In diesem Kapitel wirst du lernen, woran man Säuren und Basen erkennt, wie man ihre Stärke mit dem **pH-Wert** misst und welche Rolle **Indikatoren** dabei spielen. Du wirst einen Indikator aus Rotkohl selber herstellen, virtuelle pH-Tests durchführen und verstehen, warum dein Magen eine so starke Säure enthält, dass sie sogar Metall angreifen könnte. Die Magensäure (Salzsäure, pH etwa 1–2) ist nötig, damit du Nahrung verdauen kannst – und die Magenwand schützt sich mit einer Schleimschicht vor sich selbst! Wenn diese Schutzschicht versagt, entsteht Sodbrennen, und genau dann hilft ein Antacidum: ein basisches Mittel, das die überschüssige Säure neutralisiert. Chemie rettet hier buchstäblich den Tag.

Und wusstest du, dass der pH-Wert in einem Schwimmbad ständig kontrolliert werden muss? Liegt er zu tief, wird das Wasser sauer und reizt die Augen. Ist er zu hoch, ist das Wasser basisch und die Haut wird trocken. Nur wenn der pH-Wert im richtigen Bereich liegt (etwa 7,0–7,4), ist das Badewasser angenehm. In der Natur ist es ähnlich: Saurer Regen kann ganze Wälder und Seen schädigen, weil Fische und Pflanzen nur in einem bestimmten pH-Bereich überleben können. Die Chemie von Säuren, Basen und Salzen ist also nicht nur Theorie im Lehrbuch – sie betrifft deine Gesundheit, die Umwelt und deinen Alltag ganz direkt. Lass uns eintauchen!

## 5.1 Säuren und Basen im Alltag

### Säuren – Eigenschaften und Erkennungsmerkmale

Säuren sind Stoffe, die in wässriger Lösung bestimmte charakteristische Eigenschaften zeigen. Obwohl man im Labor Chemikalien **niemals schmecken oder riechen** darf, kennen wir den sauren Geschmack aus dem Alltag: Zitronensaft, Essig oder saure Äpfel schmecken sauer, weil sie Säuren enthalten. Doch es gibt noch viele weitere Eigenschaften, an denen Chemikerinnen und Chemiker Säuren erkennen:

- **Geschmack:** Säuren schmecken sauer (nur bei Lebensmitteln testen!).
- **Reaktion mit Metallen:** Viele Säuren reagieren mit unedlen Metallen wie Zink oder Magnesium. Dabei entsteht **Wasserstoffgas** ( $H_2$ ), das man mit der Knallgasprobe nachweisen kann. Das Metall löst sich auf.
- **Elektrische Leitfähigkeit:** Saure Lösungen leiten den elektrischen Strom, weil sie **Ionen** (geladene Teilchen) enthalten.
- **Indikatoren:** Säuren färben Lackmus rot, Universalindikator rot bis gelb und Rotkohl-Indikator rot bis pink.
- **Ätzende Wirkung:** Starke Säuren können Haut, Kleidung und andere Materialien zerstören – man spricht von **Verätzungen**.

**Alltagsbeispiele für Säuren:** Zitronensaft (Zitronensäure), Essig (Essigsäure), Sprudelwasser (Kohlensäure), Cola (Phosphorsäure), Batteriesäure (Schwefelsäure), Magensaft (Salzsäure), Ameisenstich (Ameisensäure).

## Basen (Laugen) – Eigenschaften und Erkennungsmerkmale

Basen – in wässriger Lösung auch **Laugen** genannt – bilden das Gegenstück zu den Säuren. Auch sie haben eine Reihe von typischen Eigenschaften, die sie von anderen Stoffen unterscheiden:

- **Geschmack:** Basen schmecken bitter und seifig (nur bei Lebensmitteln relevant – z. B. schmeckt Seifenwasser bitter).
- **Tastgefühl:** Basische Lösungen fühlen sich **glitschig** oder seifig an. Das liegt daran, dass die Base die oberste Fettschicht der Haut anlöst.
- **Elektrische Leitfähigkeit:** Auch basische Lösungen leiten den Strom, weil sie Ionen enthalten.
- **Indikatoren:** Basen färben Lackmus blau, Universalindikator blau bis violett, Phenolphthalein pink und Rotkohl-Indikator grün bis gelb.
- **Ätzende Wirkung:** Starke Basen wie Natronlauge sind genauso gefährlich wie starke Säuren – sie verursachen ebenfalls Verätzungen und greifen besonders organisches Material (Haare, Fette) an.

**Alltagsbeispiele für Basen:** Seifenlauge, Rohrreiniger (Natronlauge), Backpulver (Natriumhydrogencarbonat), Kalkwasser, Ammoniak-Reiniger, Laugengebäck (Brezel).

--	--

--	--

**! ACHTUNG – Sicherheit im Labor!** Im Chemielabor gilt: **Niemals an Chemikalien riechen oder schmecken!** Viele Säuren und Basen sind ätzend und können schwere Verletzungen verursachen. Beim Arbeiten mit Säuren und Basen immer Schutzbrille und Handschuhe tragen. Bei Hautkontakt sofort mit viel Wasser spülen. Achte auf die **GHS-Gefahrensymbole** auf den Flaschen: Das Zeichen mit der Hand, die von Säure zerfressen wird (GHS05, Ätzwirkung), warnt vor besonders gefährlichen Substanzen.

**A-NIVEAU**

## Säuren und Basen im Haushalt – Alltagschemie

Schau dich einmal in deiner Küche und im Badezimmer um – du wirst überrascht sein, wie viele Säuren und Basen du dort findest! In der Küche stehen Essig (Essigsäure), Zitronensaft (Zitronensäure) und Sprudelwasser (Kohlensäure). Die meisten Reinigungsmittel unter dem Spülbecken enthalten entweder Säuren (Entkalker, WC-Reiniger) oder Basen (Spülmittel, Allzweckreiniger). Der WC-Reiniger enthält oft Salzsäure, die hartnäckigen Kalk und Urinstein löst – deshalb steht auf der Flasche das Gefahrensymbol für Ätzwirkung.

Auch im Badezimmer begegnen dir Säuren und Basen: Seife ist basisch (pH 9–10), weshalb sie Fett lösen kann. Shampoo hingegen hat einen leicht sauren pH-Wert (5–6), der dem natürlichen pH-Wert der Haut entspricht. Zahncreme ist leicht basisch und enthält oft feine Schleifmittel, um Säurereste auf den Zähnen zu neutralisieren. Und wenn du nach dem Essen eine Cola trinkst, hast du eine Phosphorsäure-Lösung mit pH 2,5 im Mund – deshalb empfehlen Zahnärzte, nicht direkt nach dem Trinken von Softdrinks die Zähne zu putzen, weil der Zahnschmelz durch die Säure vorübergehend erweicht ist.

Eine clevere Anwendung: Wenn du einmal einen verkalkten Wasserkocher hast, kannst du ihn mit Essig oder Zitronensäure entkalken. Der Kalk (Calciumcarbonat, eine Base) reagiert mit der Säure, löst sich auf und es sprudelt ( $\text{CO}_2$  entweicht). Das ist eine Neutralisation in Aktion!

### **Im Alltag: Kalkflecken im Bad – Säuren zur Reinigung**

Kalkflecken auf Armaturen oder in der Dusche bestehen aus Calciumcarbonat ( $\text{CaCO}_3$ ) – einem basischen Stoff. Deshalb lassen sie sich hervorragend mit Säuren entfernen: Zitronensäure oder Essigsäure aus dem Haushalt reagieren mit dem Kalk, lösen ihn auf und es entsteht  $\text{CO}_2$ -Gas (das typische Zischen). Das ist Chemie in Aktion! Starke Säuren wie WC-Reiniger (oft Salzsäure) wirken noch schneller, sind aber gefährlicher. Merke: Basis + Säure = Neutralisation – der Kalk verschwindet.

## Hefteintrag: Säuren und Basen – Eigenschaften

### Säuren

- Schmecken sauer (nur Lebensmittel!)
- Reagieren mit Metallen → Wasserstoff ( $H_2$ ) entsteht
- Leiten elektrischen Strom (in Lösung)
- Färben Lackmus **rot**
- Starke Säuren sind ätzend (GHS05)

Beispiele: Zitronensäure, Essigsäure, Salzsäure, Kohlensäure, Schwefelsäure

### Basen (Laugen)

- Schmecken bitter / seifig
- Fühlen sich glitschig an
- Leiten elektrischen Strom (in Lösung)
- Färben Lackmus **blau**
- Starke Basen sind ätzend (GHS05)

Beispiele: Natronlauge, Kalkwasser, Ammoniak, Backpulver

## Aufgaben zu 5.1

**5.1a** ★ WISSEN Nenne je drei Beispiele für saure und drei Beispiele für basische Stoffe aus deinem Alltag.

**5.1b** ★★ VERSTEHEN Erkläre, warum Zitronensaft sauer schmeckt und warum sich Seife glitschig anfühlt. Verwende dabei die Fachbegriffe "Säure" und "Base".

**5.1c** ★★★ ANWENDEN Sortiere die folgenden Stoffe in die richtige Kategorie (sauer, neutral oder basisch): Zitronensaft, reines Wasser, Rohrreiniger, Essig, Seifenlauge, Cola, Backpulver-Lösung, Leitungswasser.

sauer	neutral	basisch

**5.1d** ★★★ ANWENDEN E/P Du hast drei unbekannte, farblose Lösungen (A, B, C). Beschreibe Schritt für Schritt, wie du mit einfachen Mitteln (ohne pH-Meter) herausfindest, welche sauer, basisch oder neutral ist.

**5.1e** ★★★★★ ANALYSIEREN P Vergleiche die ätzende Wirkung von starken Säuren und starken Basen: Worin unterscheiden sich Verätzungen durch Säuren von denen durch Basen? Warum gelten Basenverätzungen als besonders tückisch? Begründe deine Antwort.

**5.1f** ★ WISSEN Nenne die drei wichtigsten GHS-Gefahrensymbole, die beim Umgang mit Säuren und Basen relevant sind, und erkläre ihre Bedeutung.

## 5.2 Indikatoren – Farbe zeigt den pH-Wert

### Was sind Indikatoren?

**Indikatoren** sind Stoffe, die ihre Farbe ändern, je nachdem ob sie sich in einer sauren, neutralen oder basischen Lösung befinden. Das Wort kommt vom lateinischen *indicare* – anzeigen. Indikatoren sind also chemische "Anzeiger", die uns verraten, ob ein Stoff sauer oder basisch ist, ohne dass wir schmecken oder riechen müssen. Es gibt verschiedene Indikatoren, die jeweils unterschiedliche Farbumschläge zeigen:

### Rotkohl-Indikator (Anthocyane)

Der vielleicht beeindruckendste Indikator kommt direkt aus der Küche: **Rotkohl!** Der violette Farbstoff im Rotkohl heisst **Anthocyan** und verändert seine Farbe über ein breites Spektrum. In saurer Lösung wird er rot bis pink, bei neutralem pH ist er violett, und in basischer Lösung färbt er sich grün, gelb oder sogar bräunlich. Damit ist Rotkohl ein natürlicher Universalindikator, der viele verschiedene pH-Werte anzeigen kann.

### Universalindikator

Der **Universalindikator** ist eine Mischung aus mehreren Indikatoren, die zusammen eine durchgehende Farbskala von rot (sehr sauer, pH 0–2) über gelb und grün (neutral, pH 6–8) bis blau und violett (stark basisch, pH 12–14) erzeugen. Man kann ihn als Lösung oder als Teststreifen verwenden.

### pH-Papier (Teststreifen)

**pH-Papier** funktioniert wie ein Universalindikator auf einem Papierstreifen. Man taucht den Streifen in die Lösung und vergleicht die entstandene Farbe mit einer Referenzskala auf der Verpackung. So kann man den pH-Wert relativ genau ablesen – eine schnelle und einfache Methode.

### Phenolphthalein

**Phenolphthalein** ist ein besonderer Indikator: In saurer und neutraler Lösung ist er **farblos**, aber sobald die Lösung basisch wird (ab etwa pH 8,2), färbt er sich leuchtend **pink**. Deshalb wird Phenolphthalein oft bei Neutralisationsversuchen verwendet – der Farbumschlag von farblos zu pink zeigt den Neutralpunkt an.

### Lackmus

**Lackmus** ist einer der ältesten Indikatoren und wird aus Flechten gewonnen. Er zeigt einen einfachen Farbumschlag: **rot** in Säuren, **blau** in Basen. Lackmuspapier gibt es als rote und blaue Teststreifen – eine schnelle Methode, um zu testen, ob ein Stoff sauer oder basisch ist.

---

---

Indikator	Farbe in Säure	Farbe neutral	Farbe in Base
Rotkohl (Anthocyan)	rot / pink	violett	grün / gelb
Universalindikator	rot / orange	grün	blau / violett
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink
Lackmus	rot	violett	blau

### Indikator-Farbpalette im Vergleich

Indikator	sauer (pH < 7)	neutral (pH 7)	basisch (pH > 7)
Rotkohl (Anthocyan)	rot / pink	violett	grün / gelb
Universalindikator	rot / orange	grün	blau / violett
Lackmus	rot	violett	blau
Phenolphthalein	farblos	farblos	pink (ab pH 8,2)



## Experiment: Rotkohl-Indikator herstellen

### Material

Rotkohl (3–4 Blätter)

Heisses Wasser (ca. 500 ml)

Messer und Schneidebrett

Schüssel oder Becherglas

Sieb oder Filterpapier

Kleine Gläser oder Reagenzgläser (mind. 6)

Teststoffe: Essig, Zitronensaft, Seifenwasser, Backpulver-Lösung, Cola, Spülmittel

**Sicherheit:** Heisses Wasser vorsichtig behandeln (Verbrühungsgefahr). Teststoffe nicht trinken. Schutzbrille tragen.

### Durchführung

1. Schneide 3–4 Blätter Rotkohl in kleine Stücke.
2. Gib die Rotkohlstücke in eine Schüssel und übergiesse sie mit ca. 500 ml heissem Wasser.
3. Warte 10–15 Minuten, bis das Wasser eine intensive violette Farbe angenommen hat. Gelegentlich umrühren.
4. Seihe die Flüssigkeit durch ein Sieb ab. Der violette Saft ist dein **Rotkohl-Indikator!**
5. Fülle jeweils ca. 2 cm hoch verschiedene Teststoffe in kleine Gläser.
6. Gib zu jedem Teststoff einige Tropfen Rotkohl-Indikator hinzu.
7. Beobachte die Farbänderung und notiere deine Ergebnisse in der Tabelle.

### Beobachtungen

Teststoff	Farbe des Indikators	sauer / neutral / basisch?	Geschätzter pH-Wert
Essig			
Zitronensaft			
Leitungswasser			
Seifenwasser			
Backpulver-Lösung			
Cola			
Spülmittel			

## Auswertung

Ordne die Teststoffe nach ihrem geschätzten pH-Wert vom sauersten zum basischsten. Erstelle eine eigene **Farbskala** für deinen Rotkohl-Indikator (von rot/pink über violett bis grün/gelb).

### Rotkohl-Indikator – Farben und pH-Bereiche

Der Rotkohl-Indikator (Anthocyan) zeigt folgende Farben je nach pH-Wert:

- **pH 0–2:** leuchtend rot / pink (stark sauer)
- **pH 3–5:** rosa / hellrot (schwach sauer)
- **pH 6–7:** violett (neutral)
- **pH 8–10:** blau / blaugrün (schwach basisch)
- **pH 11–14:** grün bis gelb (stark basisch)

Deshalb eignet sich Rotkohl als natürlicher Universalindikator – er zeigt viele verschiedene pH-Bereiche durch unterschiedliche Farben an.

### Phenolphthalein – warum farblos in Säure?

Phenolphthalein ist in saurer und neutraler Lösung **farblos**, weil das Molekül in dieser Form kein sichtbares Licht absorbiert. Erst ab pH 8,2 verändert sich die chemische Struktur des Moleküls so, dass es **pink** erscheint – es absorbiert nun grünes Licht. Dieser Farbumschlag ist so eindeutig, dass Phenolphthalein häufig bei Neutralisationen als Endpunkt-Indikator verwendet wird: Ein einziger Tropfen Base zu viel genügt, und die Lösung wird pink.

### Lackmus – Geschichte und Eigenschaften

Lackmus ist einer der ältesten bekannten Indikatoren und wird aus bestimmten **Flechten** (z. B. *Rocella tinctoria*) gewonnen. Er enthält eine Mischung aus verschiedenen Farbstoffen, die zusammen den charakteristischen Farbumschlag zeigen:

- In **saurer Lösung** (pH < 5): rot
- Im **neutralen Bereich** (pH 5–8): violett
- In **basischer Lösung** (pH > 8): blau

Lackmuspapier gibt es als rote und blaue Streifen für schnelle Tests. Nachteil: Er zeigt nur sauer/basisch, aber keine genauen pH-Werte.

### 💡 🧠 **Im Alltag: Warum wird Rotkohlsaft als Indikator genutzt?**

Rotkohl enthält Anthocyane, die ihre Farbe je nach pH-Wert ändern: rot bei Säure, violett bei neutral, grün-gelb bei Base.

## Aufgaben zu 5.2

**5.2a** ★ **WISSEN** Was ist ein Indikator? Definiere den Begriff in eigenen Worten und nenne vier verschiedene Indikatoren.

**5.2b** ★★ **VERSTEHEN** Erkläre, warum Rotkohl als "natürlicher Universalindikator" bezeichnet wird. Worin liegt sein Vorteil gegenüber Lackmus?

**5.2c** ★★★ **ANWENDEN** Du gibst Phenolphthalein zu einer unbekanntem Lösung. Die Lösung bleibt farblos. Dein Kollege sagt: "Dann ist die Lösung sicher neutral." Hat er recht? Begründe deine Antwort.

**5.2d** ★★★ **ANWENDEN** **E/P** Du möchtest den pH-Wert einer Lösung möglichst genau bestimmen. Erkläre, welchen Indikator du wählen würdest und warum. Beschreibe auch, welches Hilfsmittel genauer wäre als jeder Indikator.

**5.2e** ★★★★★ **ANALYSIEREN** **P** Vergleiche die Indikatoren Lackmus, Phenolphthalein und Universalindikator. Welcher Indikator ist für welche Situation am besten geeignet? Erstelle eine Empfehlungstabelle mit Begründung.

**5.2f** ★★ **VERSTEHEN** Erkläre, warum man zur genauen pH-Bestimmung einen Universalindikator statt Lackmus verwenden sollte. Was ist der wesentliche Unterschied zwischen den beiden Indikatoren?

**5.2g** ★ **WISSEN** Welche Farbe zeigt Phenolphthalein in einer basischen Lösung? In welchem pH-Bereich beginnt der Farbumschlag?

## 5.3 Der pH-Wert – das Mass für sauer und basisch

### Die pH-Skala von 0 bis 14

Um auszudrücken, wie stark sauer oder basisch eine Lösung ist, verwenden Chemikerinnen und Chemiker den **pH-Wert**. Die Abkürzung "pH" steht für *potentia Hydrogenii* – die "Stärke des Wasserstoffs". Die pH-Skala reicht von **0 bis 14**:

- **pH 0–6**: Die Lösung ist **sauer**. Je kleiner der pH-Wert, desto stärker sauer ist die Lösung. pH 0 ist extrem sauer (z. B. konzentrierte Salzsäure), pH 6 ist nur schwach sauer (z. B. Milch).
- **pH 7**: Die Lösung ist **neutral** – weder sauer noch basisch. Reines Wasser hat einen pH-Wert von 7.
- **pH 8–14**: Die Lösung ist **basisch** (alkalisch). Je grösser der pH-Wert, desto stärker basisch ist die Lösung. pH 14 ist extrem basisch (z. B. konzentrierte Natronlauge).

### Messmethoden

Den pH-Wert kann man auf verschiedene Arten messen: Mit **pH-Papier** oder Teststreifen (Farbvergleich), mit **Indikatoren** in Tropfenform (Farbumschlag beobachten) oder sehr genau mit einem elektronischen **pH-Meter**, das den pH-Wert digital anzeigt. Im Schullabor arbeiten wir meist mit pH-Papier und Universalindikator.

---



---

#### P-NIVEAU

### Die logarithmische pH-Skala

Die pH-Skala ist nicht linear, sondern **logarithmisch**. Das bedeutet: Jeder Schritt auf der pH-Skala entspricht einer **Verzehnfachung** der Säurestärke. Eine Lösung mit pH 3 ist also **10-mal saurer** als eine Lösung mit pH 4 und **100-mal saurer** als eine mit pH 5. Umgekehrt ist pH 12 zehnmal basischer als pH 11. Mathematisch ausgedrückt:  $\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$ , wobei  $[\text{H}^+]$  die Konzentration der Wasserstoff-Ionen in Mol pro Liter angibt.

## Hefteintrag: Die pH-Skala

Der **pH-Wert** gibt an, wie sauer oder basisch eine Lösung ist.

pH-Bereich	Eigenschaft	Beispiele
0 – 6	<b>sauer</b>	Magensäure (1), Zitrone (2), Cola (2,5), Regen (5,6)
7	<b>neutral</b>	Reines Wasser
8 – 14	<b>basisch</b>	Seife (9), Bleichmittel (12), Natronlauge (14)

Je kleiner der pH-Wert, desto **stärker sauer**.

Je grösser der pH-Wert, desto **stärker basisch**.

**Messmethoden:** pH-Papier, Universalindikator, pH-Meter

## Interaktive pH-Skala

Klicke auf einen pH-Wert oder ein Alltagsbeispiel, um mehr zu erfahren!

stark sauer

neutral

stark basisch

**pH-Wert:**

## pH-Testlabor

Wähle eine Substanz und einen Indikator aus, um den pH-Wert zu testen!

### 1. Substanz auswählen

### 2. Indikator auswählen

## Ergebnis

Wähle eine Substanz und einen Indikator, dann klicke auf "Test durchführen".

## Aufgaben zu 5.3

**5.3a** ★ WISSEN Was gibt der pH-Wert an? Nenne den pH-Bereich für saure, neutrale und basische Lösungen.

**5.3b** ★★ VERSTEHEN Erkläre in eigenen Worten, was es bedeutet, wenn eine Lösung einen pH-Wert von 2 hat. Nenne ein Alltagsbeispiel und beschreibe, ob die Lösung gefährlich sein könnte.

**5.3c** ★★★ ANWENDEN Ordne folgende pH-Werte den passenden Stoffen zu: pH 1, pH 3, pH 7, pH 9, pH 14. Stoffe: Natronlauge, Magensäure, Seife, reines Wasser, Zitronensaft.

**5.3d** ★★★ ANWENDEN (E/P) Ein Schwimmbad hat einen pH-Wert von 6,2. Was bedeutet das für die Schwimmerinnen und Schwimmer? Was muss der Bademeister tun, um den pH-Wert zu korrigieren, und warum?

**5.3e** ★★★★★ ANALYSIEREN (P) Eine Lösung A hat pH 2, eine Lösung B hat pH 5. Um welchen Faktor ist Lösung A saurer als Lösung B? Erkläre deinen Rechenweg unter Berücksichtigung der logarithmischen pH-Skala.

## 5.4 Wichtige Säuren und Basen

### Säuren, die du kennen solltest

#### Salzsäure (HCl) – die Magensäure

**Salzsäure** ist eine starke Säure, die aus Wasserstoff und Chlor besteht. Ihr chemischer Name lautet Chlorwasserstoffsäure. Im Alltag kommt sie in unserem **Magen** vor: Die Magensäure hat einen pH-Wert von etwa 1–2 und hilft, Nahrung zu zersetzen und Krankheitserreger abzutöten. In der Industrie wird Salzsäure zum Entrosten von Metallen, zur Reinigung und in der Chemieproduktion eingesetzt. Konzentrierte Salzsäure ist stark ätzend und bildet an der Luft weisse, stechend riechende Dämpfe.

#### Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) – die Königin der Chemikalien

**Schwefelsäure** ist die weltweit am meisten produzierte Chemikalie und wird deshalb manchmal als "Königin der Chemikalien" bezeichnet. Sie ist eine sehr starke Säure, die stark ätzend und wasserentziehend wirkt – sie kann Zucker schwarz färben, indem sie ihm das Wasser entzieht. In **Autobatterien** (Bleiakkumulatoren) dient verdünnte Schwefelsäure als Elektrolyt. Früher hiess sie auch *Vitriol* – daher der Ausdruck "Vitriolattacke". In der Industrie wird sie zur Herstellung von Düngemitteln, Kunststoffen und Farbstoffen verwendet.

#### Essigsäure (CH<sub>3</sub>COOH) – der Essig

**Essigsäure** ist eine schwache organische Säure, die den sauren Geschmack und den typischen Geruch von Essig verursacht. Speiseessig enthält etwa 5–6 % Essigsäure. Sie wird zum **Würzen**, **Konservieren** von Lebensmitteln (Essiggurken!), zum Entkalken und als Reinigungsmittel verwendet.

#### Kohlensäure (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) – der Sprudel

**Kohlensäure** entsteht, wenn sich Kohlenstoffdioxid (CO<sub>2</sub>) in Wasser löst. Sie ist eine sehr schwache und **instabile** Säure – sie zerfällt leicht wieder in Wasser und CO<sub>2</sub>-Gas. Deshalb perlen die Bläschen im Sprudelwasser: Das CO<sub>2</sub> entweicht. Kohlensäure gibt Mineralwasser und Limonaden den erfrischenden, leicht sauren Geschmack.

#### Zitronensäure – die Frucht-Säure

**Zitronensäure** ist eine organische Säure, die in vielen Früchten vorkommt – nicht nur in Zitronen, sondern auch in Orangen, Erdbeeren und Tomaten. In der Lebensmittelindustrie wird sie als Säuerungsmittel (E 330) eingesetzt. Zu Hause eignet sie sich hervorragend als **Entkalker**.


#### Phosphorsäure (H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>) – in der Cola

**Phosphorsäure** ist die Säure, die Cola ihren leicht säuerlichen Geschmack verleiht. Cola hat einen pH-Wert von etwa 2,5 – ähnlich wie Essig! Phosphorsäure wird auch in der Düngemittelproduktion und als Rostumwandler verwendet.

---



---

 **Gefahren durch Säuren** Starke Säuren wie Salzsäure und Schwefelsäure verursachen schwere **Verätzungen** auf Haut, Augen und Atemwegen. Achte immer auf die GHS-Symbole: GHS05 (Ätzwirkung) und GHS07 (Reizwirkung). Im Labor: Schutzbrille, Handschuhe, gut lüften. Bei Kontakt: sofort mit viel Wasser spülen und die Lehrperson informieren.

## Basen, die du kennen solltest

### Natronlauge (NaOH) – der Alleskönner

**Natronlauge** ist die wässrige Lösung von Natriumhydroxid und eine der stärksten und wichtigsten Basen. Sie wird zur **Seifenherstellung** verwendet (Verseifung: Fett + Natronlauge = Seife + Glycerin), als **Rohrreiniger** (löst Haare und Fett) und in der Papier- und Textilindustrie. Natronlauge ist stark ätzend – besonders für die Augen extrem gefährlich.

### Kalkwasser (Ca(OH)<sub>2</sub>) – der CO<sub>2</sub>-Detektor


**Kalkwasser** ist eine gesättigte Lösung von Calciumhydroxid. Es wird im Chemieunterricht als **Nachweis für Kohlenstoffdioxid** verwendet: Leitet man CO<sub>2</sub> in Kalkwasser, trübt es sich milchig weiss (es entsteht Kalk, CaCO<sub>3</sub>). In der Bauindustrie wird Calciumhydroxid als Löschkalk für Mörtel verwendet.

### Ammoniak (NH<sub>3</sub>) – stechend und nützlich

**Ammoniak** ist ein farbloses Gas mit einem stechenden Geruch. In Wasser gelöst bildet es **Ammoniakwasser**, eine schwache Base. Ammoniak wird in Reinigungsmitteln (Fensterreiniger) und vor allem in der Herstellung von **Düngemitteln** verwendet. Die industrielle Ammoniaksynthese (Haber-Bosch-Verfahren) ist einer der wichtigsten chemischen Prozesse der Welt.

### Backpulver (NaHCO<sub>3</sub>) – die sanfte Base

**Natriumhydrogencarbonat** (Backpulver, Natron) ist eine schwache Base, die im Alltag vielfältig eingesetzt wird: Beim **Backen** reagiert es mit Säuren im Teig und erzeugt CO<sub>2</sub>-Gas, das den Kuchen aufgehen lässt. Es hilft auch bei **Sodbrennen**, weil es die überschüssige Magensäure neutralisiert. Ausserdem ist es ein mildes Reinigungsmittel und Geruchsneutralisierer.

 **Gefahren durch Basen** Starke Basen wie Natronlauge sind genauso gefährlich wie starke Säuren. Sie verursachen Verätzungen, die besonders tückisch sind, weil sie weniger Schmerzen verursachen als Säureverätzungen – man bemerkt den Schaden oft zu spät. Natronlauge greift vor allem Fette und Eiweisse an, weshalb sie besonders gefährlich für die Augen ist. GHS05 (Ätzwirkung) beachten!

## Flip-Cards: Wichtige Säuren und Basen auf einen Blick

--	--

--	--

--	--

--	--

### **Im Alltag: Warum hilft Essig gegen Kalk?**

Essig enthält Essigsäure ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ). Sie reagiert mit Kalk (Calciumcarbonat) und löst ihn auf:  
Essigsäure + Kalk  $\rightarrow$  Calciumacetat + Wasser +  $\text{CO}_2$

## Aufgaben zu 5.4

**5.4a** ★ WISSEN Fülle die Tabelle aus: Ordne den Säuren ihre chemische Formel und eine Verwendung zu.

Säure	Formel	Verwendung
Salzsäure		
Schwefelsäure		
Essigsäure		
Kohlensäure		

**5.4b** ★★ VERSTEHEN Erkläre, warum Schwefelsäure "die Königin der Chemikalien" genannt wird. Beschreibe auch, was passiert, wenn Schwefelsäure auf Zucker gegeben wird, und warum.

**5.4c** ★★★ ANWENDEN Dein Wasserkocher ist stark verkalkt. Welche Säure aus dem Haushalt eignet sich zum Entkalken? Erkläre, was bei dieser Reaktion chemisch passiert. (Hinweis: Kalk = Calciumcarbonat)

**5.4d** ★★★ ANWENDEN (E/P) Nenne zwei wichtige Basen mit ihren chemischen Formeln und erkläre, warum Natronlauge besonders gut als Rohrreiniger geeignet ist.

**5.4e** ★★★★★ ANALYSIEREN (P) Zahnärzte empfehlen, nach dem Trinken von Cola 30 Minuten mit dem Zähneputzen zu warten. Analysiere diese Empfehlung: Welche Säure spielt eine Rolle? Was passiert mit dem Zahnschmelz? Warum wäre sofortiges Putzen schädlich?

**5.4f** ★★★★★ ERSCHAFFEN (P) Entwirf ein Infoblatt für jüngere Schülerinnen und Schüler (6. Klasse) über den sicheren Umgang mit Haushaltssäuren und -basen. Nenne mindestens drei konkrete Produkte, erkläre die Gefahr und gib Sicherheitstipps. Achte auf eine verständliche Sprache.

## 5.5 Neutralisation – wenn Säure auf Base trifft

### Das Prinzip der Neutralisation

Was passiert, wenn man eine Säure und eine Base zusammengibt? Sie reagieren miteinander in einer sogenannten *Neutralisation*. Dabei entstehen immer zwei Produkte: ein **Salz** und **Wasser**. Der pH-Wert nähert sich dem Neutralpunkt (pH 7), daher der Name "Neutralisation".

Die allgemeine Reaktionsgleichung lautet:

#### Merke: Neutralisation

Säure + Base → Salz + Wasser

---



---

Beispiel als Wortgleichung:

Salzsäure + Natronlauge → Natriumchlorid + Wasser

#### E-NIVEAU

### Formelgleichung der Neutralisation

Die Neutralisation von Salzsäure und Natronlauge in chemischer Formelschreibweise:



Dabei verbinden sich das Natrium-Ion ( $\text{Na}^+$ ) aus der Base mit dem Chlorid-Ion ( $\text{Cl}^-$ ) aus der Säure zum Salz Natriumchlorid. Das Wasserstoff-Ion ( $\text{H}^+$ ) der Säure verbindet sich mit dem Hydroxid-Ion ( $\text{OH}^-$ ) der Base zu Wasser.

## pH-Verlauf bei der Neutralisation

Wenn man zu einer Säure (z. B. pH 1) langsam eine Base hinzugibt, steigt der pH-Wert allmählich an. Am Anfang geschieht wenig – der pH steigt nur langsam. Dann kommt ein **steiler Sprung** um den Neutralpunkt (pH 7): Hier reicht schon ein einziger Tropfen Base, um den pH-Wert stark zu verändern. Danach flacht die Kurve wieder ab, weil nun ein Überschuss an Base vorliegt. Diese typische S-förmige Kurve nennt man **Neutralisationskurve** oder **Titrationsskurve**.

## Anwendungen der Neutralisation

- **Sodbrennen behandeln:** Antacida (z. B. Rennie, Maaloxan) enthalten schwache Basen, die die überschüssige Magensäure neutralisieren.
- **Abwasser neutralisieren:** Industrieabwässer, die zu sauer oder zu basisch sind, werden vor der Einleitung in Flüsse neutralisiert.
- **Boden verbessern:** Saure Böden werden durch Kalken (Zugabe von Calciumcarbonat oder Calciumhydroxid) neutralisiert, damit Pflanzen besser wachsen.
- **Insektenstiche:** Bienenstiche (sauer, Ameisensäure) kann man mit einer basischen Lösung (z. B. Natron) lindern, Wespenstiche (basisch) mit Essig.

### **Im Alltag: Magenbeschwerden – warum Tabletten Basen enthalten**

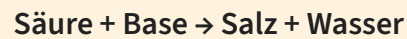
Bei Sodbrennen produziert der Magen zu viel Salzsäure (HCl, pH 1–2). Antacida wie Rennie oder Maaloxan enthalten schwache Basen – zum Beispiel Calciumcarbonat ( $\text{CaCO}_3$ ) oder Magnesiumhydroxid ( $\text{Mg(OH)}_2$ ). Diese neutralisieren die überschüssige Magensäure: Säure + Base ergibt Salz + Wasser, der pH steigt, das Brennen lässt nach. Wichtig: Zu starke Basen wären gefährlich – deshalb verwenden Antacida nur schwache, körperversäugliche Basen in kleiner Dosis.

### **Im Alltag: Warum brennen Insektenstiche?**

Ameisenstiche enthalten Ameisensäure (Methansäure). Ein Tropfen Seifenwasser (basisch) neutralisiert die Säure und lindert den Schmerz.

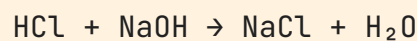
## Hefteintrag: Neutralisation

**Neutralisation:** Reaktion einer Säure mit einer Base.



**Beispiel:**

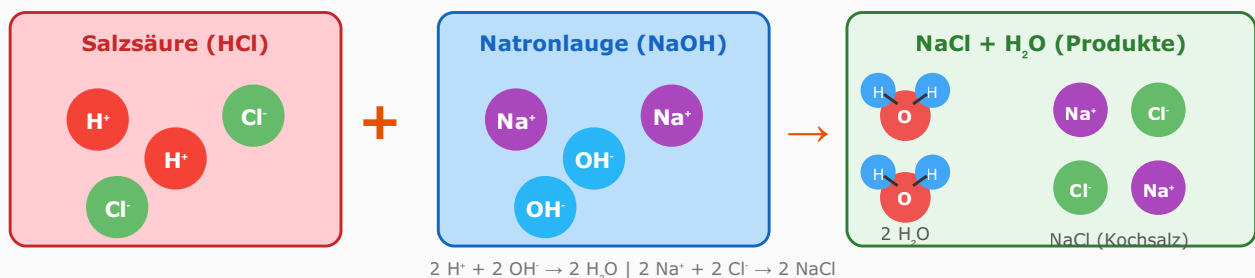
Salzsäure + Natronlauge  $\rightarrow$  Natriumchlorid + Wasser



**Salze** entstehen durch Neutralisation. Sie sind kristallin, haben hohe Schmelzpunkte und lösen sich oft gut in Wasser.

**Anwendungen:** Sodbrennen (Antacida), Abwasserbehandlung, Bodenverbesserung (Kalken)

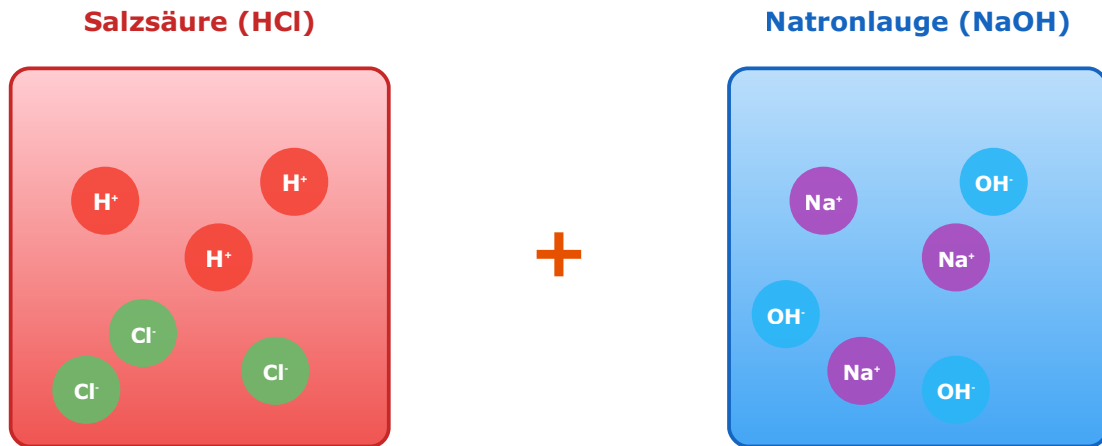
### Neutralisation – Teilchenmodell: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$



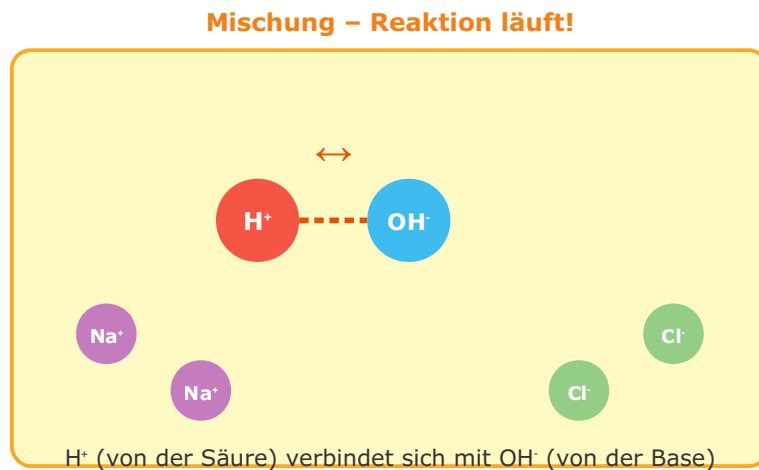
### Neutralisationsreaktion – Schritt für Schritt

Klicke auf "Weiter", um die Neutralisation von Salzsäure und Natronlauge zu verfolgen.

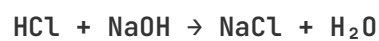
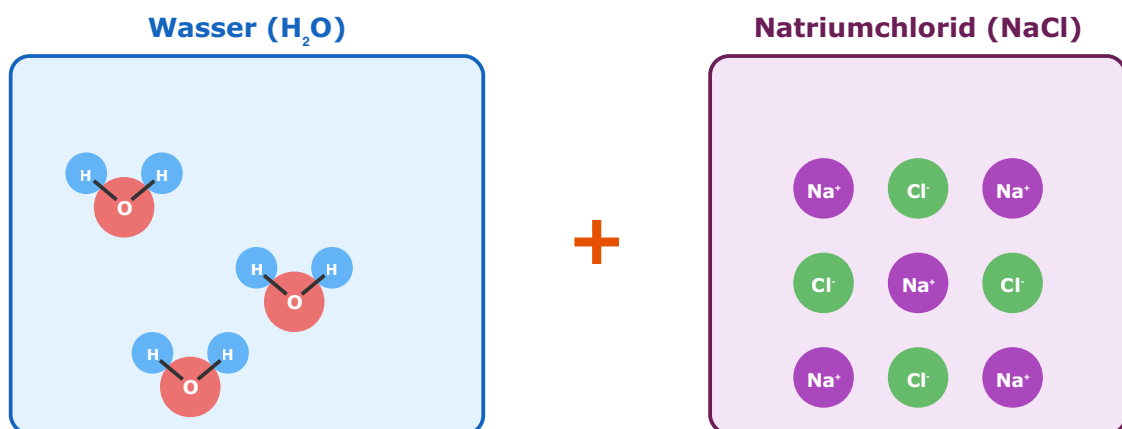
## Schritt 1: Ausgangsstoffe



## Schritt 2: Protonenübergang – H<sup>+</sup> trifft OH<sup>-</sup>



## Schritt 3: Produkte – Salz und Wasser



Schritt 1 / 3



## Experiment: Neutralisation mit pH-Verlauf

### Material

Verdünnte Salzsäure (0,1 mol/l)

Verdünnte Natronlauge (0,1 mol/l)

Universalindikator-Lösung

Becherglas (250 ml)

Tropfpipette

pH-Papier (optional: pH-Meter)

Magnetrührer (optional)

**Sicherheit:** Schutzbrille und Handschuhe tragen! Verdünnte Salzsäure und Natronlauge sind reizend. Bei Hautkontakt sofort mit viel Wasser spülen. Nur unter Aufsicht der Lehrperson arbeiten.

### Durchführung

1. Gib ca. 50 ml verdünnte Salzsäure in das Becherglas.
2. Füge einige Tropfen Universalindikator hinzu – die Lösung sollte rot/orange sein.
3. Notiere die Anfangsfarbe und den pH-Wert (mit pH-Papier messen).
4. Gib nun tropfenweise (!) Natronlauge zur Salzsäure hinzu.
5. Nach jedem Tropfen (oder nach jeweils 5 Tropfen): gut umrühren, Farbe beobachten, pH-Wert messen.
6. Notiere nach jedem Schritt die Farbe und den pH-Wert in der Tabelle.
7. Beobachte besonders genau, wann der Farbumschlag von gelb/grün zu grün (pH 7) erfolgt!
8. Gib weitere Tropfen Natronlauge hinzu, bis die Lösung blau/violett wird.

### Beobachtungen

Tropfen NaOH	Farbe	pH-Wert
0 (Start)		
5		
10		
15		
20		
25		
30		
35		

### Auswertung

Zeichne einen Graphen: x-Achse = Anzahl Tropfen NaOH, y-Achse = pH-Wert (0–14). Verbinde die Punkte. Beschreibe die Form der Kurve.

Bei einer Neutralisation reagiert eine ..... mit einer ..... und es entstehen ..... und .....

Der pH-Wert einer neutralen Lösung beträgt ..... . Wenn Salzsäure (HCl) mit Natronlauge (NaOH) reagiert, entsteht das Salz ....., das wir als Kochsalz kennen.

### Aufgaben zu 5.5

**5.5a** ★ WISSEN Was entsteht bei einer Neutralisation? Schreibe die allgemeine Wortgleichung auf.

**5.5b** ★★ VERSTEHEN Erkläre, warum man bei Sodbrennen ein Antacidum (z. B. Rennie) einnimmt. Verwende dabei den Begriff "Neutralisation" und erkläre, was im Magen chemisch passiert.

**5.5c** ★★★ ANWENDEN (E/P) Schreibe die Wortgleichung und die Formelgleichung für die Neutralisation von Schwefelsäure mit Kalkwasser (Calciumhydroxid). Benenne die Produkte.

**5.5d** ★★★★★ ANALYSIEREN Bei einem Neutralisationsexperiment wird die Neutralisationskurve (Titrationskurve) aufgezeichnet. Beschreibe den typischen Verlauf der Kurve und erkläre, warum der pH-Wert um den Neutralpunkt so steil ansteigt.

**5.5e** ★★★★★ ERSCHAFFEN (P) Entwirf ein Experiment, mit dem du die Neutralisation von Essig mit Backpulver-Lösung untersuchen könntest. Beschreibe Material, Durchführung und wie du den Neutralpunkt erkennen würdest.

## 5.6 Salze – die Produkte der Neutralisation

### Was sind Salze?

**Salze** sind chemische Verbindungen, die aus positiv geladenen Ionen (**Kationen**, meist von Metallen) und negativ geladenen Ionen (**Anionen**, von Säuren) aufgebaut sind. Sie entstehen bei der Neutralisation einer Säure mit einer Base. Das bekannteste Salz ist **Natriumchlorid** (NaCl) – unser Kochsalz.

### Eigenschaften von Salzen

- **Kristalline Struktur:** Salze bilden regelmässige Kristalle. Kochsalz z. B. hat würfelförmige Kristalle, die man unter der Lupe sehen kann.
- **Hoher Schmelzpunkt:** Die starken Anziehungskräfte zwischen den Ionen führen dazu, dass Salze erst bei sehr hohen Temperaturen schmelzen (NaCl: 801 °C).
- **Löslichkeit in Wasser:** Viele Salze lösen sich gut in Wasser. Dabei werden die Ionen von Wassermolekülen umhüllt – man spricht von **Hydratation**.
- **Spröde:** Salzkristalle sind hart, aber spröde – sie zerbrechen, wenn man sie mit einem Hammer schlägt (im Gegensatz zu Metallen, die sich verformen).
- **Elektrische Leitfähigkeit:** Feste Salze leiten keinen Strom. Geschmolzene Salze und Salzlösungen leiten jedoch den Strom, weil die Ionen dann frei beweglich sind.

### Wichtige Salze im Alltag

Salz	Chemische Formel	Verwendung
Kochsalz (Natriumchlorid)	NaCl	Würzen, Konservieren, Streusalz, Kochsalzlösung
Gips (Calciumsulfat)	CaSO <sub>4</sub>	Bau, Gipsverbände, Kreide
Kalk (Calciumcarbonat)	CaCO <sub>3</sub>	Bau (Zement, Mörtel), Kreide, Zahnpasta
Soda (Natriumcarbonat)	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Waschmittel, Glasherstellung
Natriumhydrogencarbonat	NaHCO <sub>3</sub>	Backpulver, Brausepulver
Calciumchlorid	CaCl <sub>2</sub>	Streusalz, Trockenmittel

## Aufgaben zu 5.6

**5.6a** ★ WISSEN Was sind Salze? Erkläre, aus welchen Bestandteilen (Ionen) sie aufgebaut sind, und nenne drei Beispiele mit ihren Verwendungen.

**5.6b** ★★ VERSTEHEN Erkläre, warum feste Salze keinen elektrischen Strom leiten, eine Salzlösung in Wasser jedoch schon. Verwende dabei den Begriff "Ionen".

**5.6c** ★★★ ANWENDEN Im Winter wird Streusalz auf die Strassen gestreut. Erkläre, warum Streusalz Eis zum Schmelzen bringt. Nenne auch einen Nachteil der Streusalz-Verwendung für die Umwelt.

**5.6d** ★★★ ANWENDEN E/P Ein unbekanntes Salz entsteht bei der Neutralisation von Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) mit Natronlauge ( $\text{NaOH}$ ). Bestimme den Namen und die chemische Formel des Salzes. Schreibe die vollständige Reaktionsgleichung auf.

**5.6e** ★★★★★ ANALYSIEREN P Salze haben sehr hohe Schmelzpunkte ( $\text{NaCl}$ :  $801\text{ }^\circ\text{C}$ ), Zucker dagegen schmilzt schon bei  $186\text{ }^\circ\text{C}$ . Beide bilden Kristalle. Analysiere, warum sich die Schmelzpunkte so stark unterscheiden, obwohl beide kristallin sind. Berücksichtige die Art der Teilchenbindung.

**5.6f** ★ WISSEN Nenne vier verschiedene Salze aus dem Alltag, ihre chemischen Formeln und je eine Verwendung.

## 5.7 Vertiefung: Brønsted-Konzept und Puffer

### P-NIVEAU

### Das Brønsted-Konzept: Protonenübergänge

Der dänische Chemiker Johannes Nicolaus Brønsted hat 1923 eine besonders elegante Definition von Säuren und Basen formuliert, die auf dem Austausch von **Protonen** ( $\text{H}^+$ -Ionen) basiert:

**Brønsted-Säure:** Ein Teilchen, das ein Proton ( $\text{H}^+$ ) **abgibt** – ein **Protonendonator**.

---



---

**Brønsted-Base:** Ein Teilchen, das ein Proton ( $\text{H}^+$ ) **aufnimmt** – ein **Protonenakzeptor**.

**Beispiel:** Wenn Salzsäure (HCl) in Wasser gelöst wird, gibt HCl ein Proton an ein Wassermolekül ab:



Hier ist HCl die Säure (gibt  $\text{H}^+$  ab) und  $\text{H}_2\text{O}$  die Base (nimmt  $\text{H}^+$  auf). Das entstandene  $\text{H}_3\text{O}^+$  heisst **Hydronium-Ion** (oder Oxonium-Ion).

### Ampholyte – beides zugleich

Manche Stoffe können sowohl als Säure als auch als Base reagieren – je nach Reaktionspartner. Man nennt sie **Ampholyte**. Das beste Beispiel ist **Wasser**: Es kann ein Proton abgeben (Säure) oder ein Proton aufnehmen (Base). In reinem Wasser tauschen ständig winzige Mengen an  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekülen Protonen aus – die sogenannte **Autoprotolyse des Wassers**:



## P-NIVEAU

### Puffer – pH-Wert-Stabilisatoren

Ein **Puffer** ist eine Lösung, die ihren pH-Wert auch bei Zugabe von Säure oder Base nahezu konstant hält. Das ist lebenswichtig: Unser **Blut** hat einen pH-Wert von 7,35–7,45 und wird durch den Hydrogencarbonat-Puffer stabilisiert. Schon kleine Abweichungen (unter 7,0 oder über 7,8) wären lebensbedrohlich. Auch in Gewässern, Böden und in vielen technischen Prozessen spielen Puffer eine wichtige Rolle.

## E / P-NIVEAU

### Puffer im Blut – warum der pH-Wert des Blutes stabil bleibt

Unser Blut hat einen pH-Wert von 7,35 bis 7,45 – ein sehr enger Bereich, der lebenswichtig ist. Sinkt der pH unter 7,0 (Azidose) oder steigt er über 7,8 (Alkalose), kann das tödlich sein, weil Enzyme und Proteine nur in einem bestimmten pH-Bereich richtig funktionieren. Doch unser Körper produziert ständig Säuren: Beim Sport entsteht Milchsäure in den Muskeln, bei der Verdauung werden Säuren freigesetzt, und das CO<sub>2</sub> aus der Atmung bildet in Lösung Kohlensäure.

Wie schafft es der Körper, den pH-Wert trotzdem so konstant zu halten? Die Antwort lautet: **Puffer-Systeme**. Das wichtigste Puffersystem im Blut ist der **Hydrogencarbonat-Puffer** (Bicarbonat-Puffer). Er besteht aus Kohlensäure (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) und Hydrogencarbonat-Ionen (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>). Kommt eine Säure (H<sup>+</sup>) hinzu, wird sie vom Hydrogencarbonat aufgefangen: H<sup>+</sup> + HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> reagieren zu H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, das dann in H<sub>2</sub>O und CO<sub>2</sub> zerfällt. Das CO<sub>2</sub> wird über die Lunge ausgeatmet – der pH bleibt stabil.

Kommt eine Base (OH<sup>-</sup>) hinzu, reagiert die Kohlensäure damit und neutralisiert sie. So werden sowohl Säuren als auch Basen abgefangen, bevor sie den pH-Wert gefährlich verändern können. Zusätzlich helfen die Nieren, indem sie überschüssige Säure oder Base über den Urin ausscheiden. Ein ausgeklügeltes System, das uns am Leben hält!

## Aufgaben zu 5.7

**5.7a** ★ WISSEN P Definiere die Begriffe "Brønsted-Säure" und "Brønsted-Base" in eigenen Worten. Was ist ein Protonendonator, was ein Protonenakzeptor?

**5.7b** ★★ VERSTEHEN P Erkläre anhand der Reaktion von HCl mit Wasser, welcher Stoff die Brønsted-Säure und welcher die Brønsted-Base ist. Benenne auch das Hydronium-Ion.

**5.7c** ★★★ ANWENDEN P Zeige anhand von zwei Reaktionsgleichungen, dass Wasser ein Ampholyt ist. In einer Gleichung soll Wasser als Säure, in der anderen als Base reagieren.

**5.7d** ★★★★ ANALYSIEREN P Der pH-Wert des Blutes beträgt 7,35–7,45. Erkläre, wie der Hydrogencarbonat-Puffer im Blut funktioniert. Was passiert, wenn eine Säure ins Blut gelangt? Welche Rolle spielen Lunge und Nieren bei der pH-Regulation?

**5.7e** ★★★★★ ERSCHAFFEN P Erkläre die Neutralisation von HCl mit NaOH nach dem Brønsted-Konzept. Identifiziere Protonendonator und Protonenakzeptor. Erkläre anschliessend, warum ein Puffer bei dieser Reaktion nicht wirksam wäre – im Gegensatz zu einer schwachen Säure mit ihrer konjugierten Base.

# Kapitelabschluss-Test

## Kapitelzusammenfassung

### Das Wichtigste auf einen Blick

- **Säuren** schmecken sauer, reagieren mit Metallen unter Wasserstoffentwicklung, leiten Strom und färben Lackmus rot. Beispiele: Salzsäure, Essigsäure, Zitronensäure.
- **Basen (Laugen)** schmecken bitter/seifig, fühlen sich glitschig an, leiten Strom und färben Lackmus blau. Beispiele: Natronlauge, Kalkwasser, Ammoniak.
- **Indikatoren** zeigen durch Farbwechsel an, ob eine Lösung sauer, neutral oder basisch ist. Wichtige Indikatoren: Rotkohl, Universalindikator, Lackmus, Phenolphthalein.
- Der **pH-Wert** misst die Stärke einer Säure oder Base auf einer Skala von 0 (stark sauer) über 7 (neutral) bis 14 (stark basisch).
- Bei einer **Neutralisation** reagiert eine Säure mit einer Base:  $\text{Säure} + \text{Base} \rightarrow \text{Salz} + \text{Wasser}$ .
- **Salze** sind kristalline Verbindungen aus Kationen und Anionen, die bei der Neutralisation entstehen. Sie haben hohe Schmelzpunkte und lösen sich oft in Wasser.
- **P-Niveau:** Nach Brønsted sind Säuren Protonendonatoren und Basen Protonenakzeptoren. Wasser ist ein Ampholyt. Puffer halten den pH-Wert stabil.

### Glossar

**Säure** – Stoff, der in wässriger Lösung  $\text{H}^+$ -Ionen abgibt; pH-Wert unter 7.

**Base (Lauge)** – Stoff, der in wässriger Lösung  $\text{OH}^-$ -Ionen bildet; pH-Wert über 7.

**pH-Wert** – Mass für die Stärke einer Säure oder Base; Skala 0–14.

**Indikator** – Stoff, der durch Farbwechsel sauer/basisch anzeigt.

**Neutralisation** – Reaktion von Säure + Base zu Salz + Wasser.

**Salz** – Ionenverbindung aus Kation und Anion; Produkt einer Neutralisation.

**Anthocyan** – Natürlicher Pflanzenfarbstoff im Rotkohl; dient als Indikator.

**Phenolphthalein** – Indikator, der in Basen pink wird (farblos in Säuren/neutral).

**Lackmus** – Indikator aus Flechten; rot in Säuren, blau in Basen.

**Verätzung** – Gewebeerstörung durch starke Säuren oder Basen.

**Protonendonator** – Teilchen, das  $\text{H}^+$  abgibt (Brønsted-Säure).

**Protonenakzeptor** – Teilchen, das  $\text{H}^+$  aufnimmt (Brønsted-Base).

**Ampholyt** – Stoff, der sowohl als Säure als auch als Base reagieren kann (z. B. Wasser).

**Puffer** – Lösung, die den pH-Wert bei Säure-/Basezugabe stabil hält.

**Hydratation** – Umhüllung von Ionen durch Wassermoleküle beim Lösen.

**GHS-Symbole** – Internationale Gefahrenpiktogramme auf Chemikalienbehältern.

Re:aktiv

Lehrmittel Glossar Lernkarten Datenschutz Impressum

Lehrmittel Chemie 8. Klasse · Kanton BL · Lehrplan 21 © 2026 Re:aktiv