NATRIUMCHLORID

Kochsalz

Ohne Natriumchlorid würden viele Speisen fade schmecken oder andere wiederum verderben. Kochsalz ist in geringen Mengen auch notwendig, damit die Erregungsleitung in unserem Nervensystem funktioniert. Zuviel davon kann unsere Gesundheit aber auch negativ beeinflussen.

[Eigenschaften 1](#_Toc78466961)

[Bau und Formel 2](#_Toc78466962)

[Reaktion von Natriumchlorid in wässriger Lösung 2](#_Toc78466963)

[Nachweis von Natriumchlorid 3](#_Toc78466964)

[Vorkommen und Gewinnung 4](#_Toc78466965)

[Bedeutung in unserem Körper 5](#_Toc78466966)

[Verwendung von Natriumchlorid 6](#_Toc78466967)

[Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen 6](#_Toc78466968)

[Herstellung von Natriumchloridlösung durch Neutralisation 7](#_Toc78466969)

[Einige Reaktionen von Natriumchlorid 8](#_Toc78466970)

[Lexikon einiger Fachbegriffe 8](#_Toc78466971)

[Quellenangaben und Hinweise 10](#_Toc78466972)

Eigenschaften

Name des Feststoffes

Natriumchlorid

englischer Name

sodium chloride

Trivialname

Kochsalz

Geschichtliches

bereits die Babylonier [um 1890 v.Chr.] verwendeten Kochsalz zum Konservieren von Lebensmitteln [infolge Wasserentzuges durch Einsalzen]

schon in der Bronzezeit [ca. 2200 – 800 v.Chr.] produzierte man aus Meerwasser Speisesalz in großem Stil

Salz war früher kostbar und wurde auf Salzstraßen von den Produktionsstätten an andere Orte transportiert

Eigenschaften von festem Natriumchlorid bei 20°C

weiß, fest, kristallin, spröde, geruchlos, gut wasserlöslich [Löslichkeit steigt mit zunehmender Temperatur], hohe Siede- und Schmelztemperatur [TSchmelz= 801°C, TSiede= 1465°C], Dichte ρNaCl = 2,16 g · cm−3; wässrige Lösung leitet den elektrischen Strom [Feststoff nicht]

Aufbewahrung von kristallinem Kochsalz

gut verschlossen, da es leicht feucht und hart wird

Tipp

Wenn Du ein paar Reiskörner mit in den Salzstreuer gibst, wird das Kochsalz nicht so schnell hart und bleibt streufähig.

Bau und Formel

|  |  |
| --- | --- |
| Beschreibung  festes Natriumchlorid besteht aus Ionen [eine Ionensubstanz], die regelmäßig zu Ionenkristallen angeordnet sind; darin sind Natriumionen Na+ und Chloridionen Cl– im Verhältnis 1:1 jeweils durch Ionenbindung miteinander verbunden, die auf starken Anziehungskräften zwischen entgegengesetzt geladenen Ionen beruht;  *räumlich gesehen ist jedes Natriumion von 6 Chloridionen umgeben und umgekehrt* | Ein Bild, das Gras, gelb enthält.  Automatisch generierte Beschreibung |

Verhältnisformel

**NaCl**

chemisches Zeichen für eine Elementargruppe [Baueinheit] Natriumchlorid bestehend aus je einem Natrium- und einem Chloridion im Verhältnis 1:1 [bedingt durch die gleiche Ladungsanzahl beider Ionensorten]

Reaktion von Natriumchlorid in wässriger Lösung

Vorgänge

löst man festes Natriumchlorid in Wasser, so zerfallen die Ionenkristalle in frei bewegliche Ionen [die Ionen werden von Wassermolekülen umgeben (hydratisierte Ionen); somit ist die Ionenbindung überwunden]; der Vorgang ist bei den meisten Salzen endotherm – messbar als Abkühlung der Lösung

durch Verdampfen des Wassers mittels Wärme lässt sich werden wieder Ionenbindungen ausgebildet und Salzkristalle entstehen

Dissoziation

chemische Reaktion, bei der unter Einfluss von Wassermolekülen frei bewegliche Ionen entstehen [Ursache der elektrischen Leitfähigkeit der Lösung]

Rückreaktion: Kristallisation

Hydratisierung

Wassermoleküle umschließen entsprechend ihrer entgegengesetzten Ladungsschwerpunkte jedes Ion in der wässrigen Lösung

*[die Dipolmoleküle des Wassers docken mit den positiven Ladungsschwerpunkt an negativ geladene Ionen und mit dem negativen Ladungsschwerpunkt an positiv geladene Ionen an]; dadurch wird die Ionenbindung überwunden]*

die Wassermoleküle bilden eine Hydrathülle um das Ion

Dissoziationsgleichung

*Jeweils eine Elementargruppe [Baueinheit] Natriumchlorid dissoziiert in ein positiv geladenes Natriumion und ein negativ geladenes Chloridion:*

NaCl ⇄  Na+ + Cl– ; *ΔH = +4 kJ · mol –1 [bei 25°C]*

mit Aggregatzuständen: NaCl*(s)* ⇄  Na+*(aq)* + Cl–*(aq)*

Reaktionswärme

die Dissoziation ist leicht endotherm [die Lösung wird beim Lösen etwas kälter] – dies nutzt man bei der Herstellung von Kältemischungen

Beispiel: 100 g Wasser-Eis und 23 g NaCl liefern eine Temperatur von -21°C

elektrische Leitfähigkeit der wässrigen Lösung

wässrige Lösung leitet den elektrischen Strom infolge frei beweglicher, elektrisch geladener Ionen [frei bewegliche Ladungsträger]

festes Natriumchlorid leitet den Strom aber nicht, da die Ionen gebunden [nicht frei beweglich] sind

salzartige Stoffe

Stoffe, die in wässriger Lösung frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metallionen und negativ geladene Säurerestionen bilden

*salzartige Stoffe sind u.a. Salze im engeren Sinne wie z.B. Metallchloride [siehe NaCl], Metallbromide und -iodide, Sulfate, Carbonate, Nitrate, Phosphate, Acetate [Ethanoate], außerdem Metalloxide oder –sulfide*

Temperaturabhängigkeit

die Löslichkeit verbessert sich mit zunehmender Temperatur des Wassers

Nachweis von Natriumchlorid

Nachweis der Chloridionen

weißer Niederschlag [bestehend aus schwer löslichen Silberchlorid AgCl] bei Zugabe von Silbernitratlösung zu Natriumchloridlösung

Ag+*(aq)* + Cl–*(aq)* 🠢 AgCl*(s)*

Nachweis des Elements Natrium

Magnesia-Stäbchen in der Brennerflamme ausglühen, erkalten lassen, dann in destilliertes Wasser tauchen, wenige Kristalle Natriumchlorid anhaften lassen und wieder in die Flamme bringen [Brenner leicht schräg halten, so dass nichts hineinfällt]; Ergebnis: gelbe Flammenfärbung

Vorkommen und Gewinnung

natürliche Vorkommen

z.B. im Meerwasser [Meersalz], unterirdische Salzvorkommen [Steinsalz]

Jahresproduktion

etwa 250 Mio. Tonnen [ca. 70% Steinsalz und 30% aus dem Meer]

größter Produzent ist China

*in Deutschland verbraucht man jährlich knapp 450.000 t Kochsalz*

Salzgehalt einiger Gewässer

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Ostsee | Nordsee | Meerwasser | Mittelmeer | Totes Meer |
| 1,5% | 3% | 3,5% | 3,8% | 28% |

Ursprung des Meersalzes

durch Gesteinsverwitterung entstanden; z.T. auch über Fließgewässer und Grundwasser ins Meer gespült

chemische Zusammensetzung des Meerwassers

Wasser 96,5%

gelöste Salze [Ionen] 3,5% 🠋 *Übersicht einiger Ionen...*

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| *Ionensorte* | *pro Liter* | *Ionensorte* | *pro Liter* |
| Chlorid Cl– | 19,8 g | Hydrogencarbonat HCO3– | 150 mg |
| Natrium Na+ | 10,7 g |
| Sulfat SO42– | 2,8 g | Bromid Br– | 7 mg |
| Magnesium Mg2+ | 1,3 g | Fluorid F– | 1 mg |
| Calcium Ca2+ | 0,4 g | Nitrat NO3– | 1 mg |
| Kalium K+ | 0,4 g | Iodid I– | 5 g |

Meersalz ist daher kaum gesünder als Steinsalz, da der Iod-Gehalt nicht höher ist [eher im Gegenteil

Gewinnung von Meersalz

in Salinen [Salzgärten] zum Auskristallisieren von Meereswasser in Salzgärten [dazu wird Meereswasser in küstennahen Gebieten in flache Teiche geleitet – man lässt das Wasser durch die Sonne verdunsten]

*Meersalz enthält neben NaCl noch etwa 1 – 3% andere Salze*

Fleur de Sel [Salzblume]

teuerstes Meersalz, das nur an heißen, windstillen Tagen als hauchdünne Schicht an der Wasseroberfläche in Salinen gebildet und in Handarbeit mit einer Holzschaufel abgeschöpft wird

Umweltprobleme

durch die Verunreinigung der Meere durch kleinste Teilchen von Kunststoffabfällen sind Meersalze immer öfter durch Mikro- bzw. Nanoplastik verunreinigt

Entstehung von Salzlagerstätten

1. flache Meeresgebiete wurden erdgeschichtlich durch Erhebungen vom Meer getrennt
2. durch Verdunstung sanken die Mineralsalze zu Boden [Natriumchlorid gelangte in untere Schichten]
3. darauf lagerten sich Calciumcarbonat- [Kalkstein, gebildet aus Gehäusen abgestorbener Muscheln u.ä.] und Calciumsulfat-Schichten [Gips] ab
4. ist die Senke trocken, so lagerten sich Sand, Staub etc. ab, wobei Ton-Mineralien eine wasserundurchlässige Schicht bildeten

Gewinnung von Steinsalz

* Variante 1: Abbau von festem Steinsalz im Salzbergwerk und anschließendes Auskristallisieren der Steinsalzlösung [Sole] mittels Wärme
* Variante 2: in Gradierwerken, wo der Salzgehalt der Sole durch Verdunsten erhöht wurde, wodurch man Brennmaterial sparte [Salzlösung rieselte dazu über Reisigbündel] und anschließendem Erhitzen und Verdampfen des Wassers
* Variante 3: Leitung von heißem Süßwasser unter Druck in die Salzlagerstätte und Förderung der heißen Sole; anschließendes Eindampfen in Siedesalinen bzw. Salzsiedepfannen
* Variante 4: Entsalzungsanlagen für Meerwasser, bei denen Meersalz als Nebenprodukt übrig bleibt

Zusammensetzung von Speisesalz [durchschnittlich]

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Chlorid | Natrium | Calcium | Phosphor | Magnesium | Schwefel | Kalium |
| 60% | 39% | 0,25% | 0,15% | 0,12% | 0,02% | 0,01% |

Hinweis: Es gibt auch sehr preisgünstiges Tafelsalz, das zu 100% Natriumchlorid enthält, welches überwiegend chemisch gewonnen wurde.

Zur Vorbeugung von Erkrankungen der Schilddrüse wird Speisesalz oft iodiert, teilweise zwecks Kariesprophylaxe auch fluoridiert [Packungsaufschrift beachten].

Himalaya-Salz

rosa-getöntes Speisesalz [verursacht durch Eisenoxide], meist aus Pakistan stammend; enthält neben NaCl noch 7-8 weitere Salze

Tipp: Bei dem jahrtausendealten Steinsalz ist eine Verunreinigung durch Mikroplastik eher ausgeschlossen.

Bedeutung in unserem Körper

Salz in unserem Körper

Körper eines Erwachsenen enthält ca. 150-300 g Natriumchlorid

Tränen enthalten wie der Rest des Körpers ca. 0,9% Natriumchlorid

im Blut sind etwa 9 g gelöst

Funktionen in Lebewesen

u.a. Erregungsleitung über Nervenbahnen; Förderung der Aufnahme von Mineralstoffen und Spurenelementen in die Zelle

Salzkonsum in Deutschland

täglich sollte man nicht mehr als 6 g Kochsalz zu sich nehmen [laut Weltgesundheitsorganisation nur 5 g] – dabei muss man unbedingt auf den Salzgehalt von Lebensmitteln achten [z.B. versteckt in Fertigprodukten, Brot, Wurst usw.], so dass zusätzliches Salzen oft nicht mehr nötig ist

Mindestaufnahme ca. 2-3 g [1 gestrichener Teelöffel] täglich

*je nach Belastung werden etwa bis zu 15 g NaCl über den Schweiß und Ausscheidungsorgane wieder abgegeben*

ohne Salz wären unsere Zellen nicht lebensfähig und viele Organe können nicht arbeiten [z.B. Nervensystem]

Zuviel Salz kann gesundheitsschädigend wirken: Die Deutschen nehmen aber etwa 8-10 g täglich zu sich, was Herz-Kreislauf-Erkrankungen [Arterienverkalkung, Bluthochdruck, Herzinfarkt usw.] fördert und auch Osteoporose, Krebs etc. begünstigt

Verwendung von Natriumchlorid

einige Verwendungsmöglichkeiten

Speisesalz [Würzmittel], Konservierungsmittel [z.B. Einsalzen von Fisch oder Fleisch], physiologische Kochsalzlösung [0,9%ig] bei Blutverlusten, Kältemischung  [Eis : NaCl = 3 : 1; Temperatur sinkt auf bis zu –21°C], Herstellung von Natronlauge und Chlor etc. [Alkalichloridelektrolyse siehe auch auf unserer Seite [Natriumhydroxid](https://eqiooki.de/chemistry/sodiumhydroxide.php)]

Nitritpökelsalz

Mischung aus Natriumchlorid mit bis zu 0,8% Natriumnitrit [so bleibt Fleisch und Wurst rosa-rot und hält sich infolge antibakterieller Wirkung auch länger]

klassisch zum Pökeln von Fleisch [z.B. Kasseler]

Synthese von Natriumchlorid aus den Elementen

Synthese aus den Elementsubstanzen Natrium und Chlor

2 Na + Cl2 🠢 2 NaCl ; *ΔH = –411 kJ · mol –1*

Beobachtungen bei der chemischen Reaktion

leitet man unter Einhaltung aller Vorsichtsmaßnahmen über erhitztes Natrium gasförmiges Chlor [sehr giftig], bildet sich ein weißer Rauch, der aus feinen Salzkristallen von Natriumchlorid gebildet wird

Herstellung von Natriumchloridlösung durch Neutralisation

Chemische Reaktion

...von verdünnter Chlorwasserstoffsäure [Salzsäure] mit Natriumhydroxidlösung [Natronlauge], Neutralisation:

Salzsäure + Natronlauge 🠢 Natriumchloridlösung + Wasser ; exotherm   
HCl + NaOH 🠢 NaCl + H2O ; *ΔH = –56 kJ · mol –1*

Neutralisationen sind Protolysen [Reaktionen mit Protonenübergang; mehr dazu auch auf unserer Seite Protolyse], Wasserstoffionen [gebunden an Wassermoleküle zu Oxoniumionen] aus der Säurelösung und Hydroxidionen der Basenlösung bilden dabei Wassermoleküle:

H+ + OH– ⇄ H2O

unter Berücksichtigung der Oxoniumionen ergibt sich:

H3O+ + OH– ⇄ 2 H2O

Durchführung

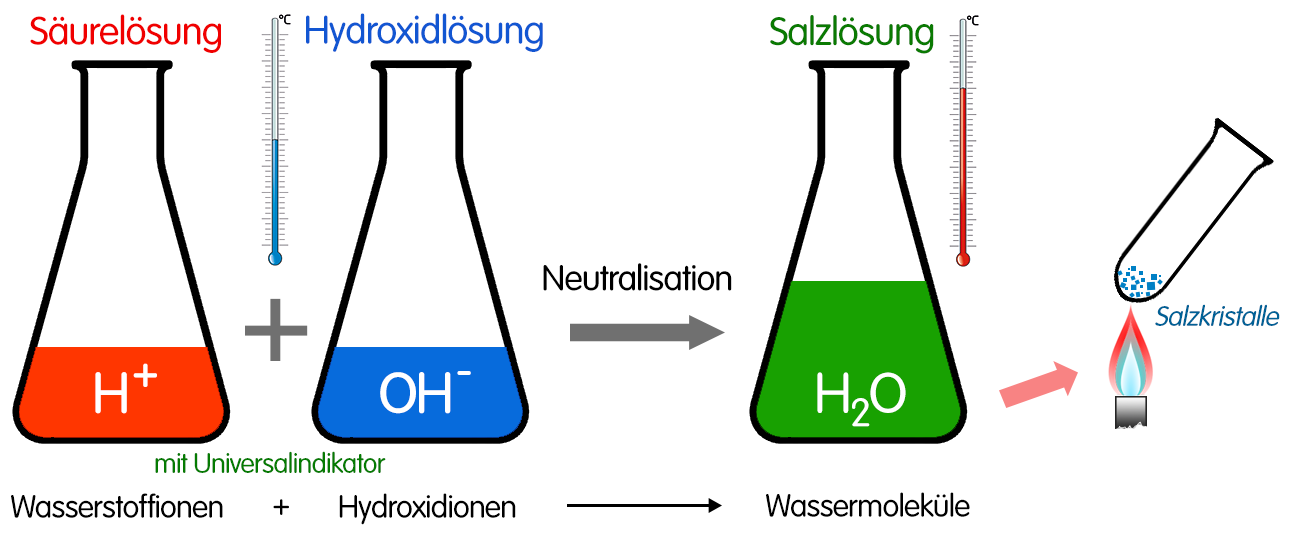
man versetzt z.B. in einem Erlenmeyerkolben Salzsäurelösung mit Universalindikator [Rotfärbung]; nun tropft man Natronlauge unter Schütteln hinzu, bis eine Grünfärbung die Neutralität der Lösung anzeigt; beim Eindampfen eines Teils der Lösung werden Salzkristalle sichtbar [die aber vom Indikator verunreinigt sind]

*reines Natriumchlorid erhält man, wenn man auf den Indikator verzichtet und den pH-Wert mittels Messgerät beobachtet*

Ein Bild, das Text enthält.

Automatisch generierte Beschreibung

Durchführung vereinfacht ohne Oxoniumionen



Einige Reaktionen von Natriumchlorid

Reaktion der Chloridionen mit Silbernitratlösung

Fällungsreaktion, die auch zum Nachweis der Chloridionen durchgeführt wird, wobei weißes, schwer lösliches Silberchlorid AgCl als Niederschlag ausfällt

Reaktionsgleichung: AgNO3 + NaCl 🠢 AgCl 🠓 + NaNO3

Ionengleichung: Ag+ + NO3– + Na+ + Cl- 🠢 AgCl + Na+ + NO3–

verkürzte Ionengleichung: Ag+ + Cl– 🠢 AgCl

Reaktion von Natriumchlorid mit Schwefelsäure

u.a. zur Erzeugung von Chlorwasserstoff [Hydrogenchlorid; gasförmig] in der Experimentalchemie

2 NaCl + H2SO4 🠢 2 HCl + Na2SO4

Lexikon einiger Fachbegriffe

Reaktionswärme

**exotherm** [Abgabe von Wärmeenergie] Δ**H = –n** kJ · mol –1 [bzw. **Q** **= –n** kJ · mol –1

**endotherm** [Aufnahme von Wärme] Δ**H = +n** kJ · mol –1 [bzw. **Q** **= +n** kJ · mol –1]

*oft mit* ***Q*** *statt ΔH angegeben (Q für Wärmemenge); Schreibweise der Einheit* ***kJ · mol-1*** *auch als* ***kJ/mol*** *möglich;* ***n*** *o.a. Buchstabe als Variable für beliebige Zahlenangabe Bei umkehrbaren Reaktionen gilt die Angabe für die Hinreaktion*[für die Rückreaktion dann das Gegenteil]!

H

Änderung der Enthalpie bei einer Reaktion, also die Energiebilanz bei einer chemischen Reaktion unter konstantem Druck [Differenz der Enthalpie der Reaktionsprodukte und Ausgangsstoffe, d.h. ihrer chemischen Energien]

saure Lösung

wässrige Lösung, die Wasserstoffionen H+ enthält [diese bilden gemeinsam mit je einem Wassermolekül die Oxoniumionen H3O+] – diese färben Universalindikator [Unitest] rot; pH-Wert ist kleiner als 7

H+ + H2O ⇄ H3O+

basische [alkalische] Lösung

wässrige Lösung, die Hydroxidionen OH–  enthält; ihr pH-Wert ist größer als 7; Beispiel: Dissoziation von Natriumhydroxidlösung  
NaOH ⇄ Na+ + OH–

Ionenbindung

Art der chemischen Bindung, die auf [elektrostatischen] Anziehungskräften zwischen entgegengesetzt geladenen Ionen beruht

Ionensubstanz

Stoff, der aus Ionen besteht

Dissoziation

Zerfall von Stoffen in frei bewegliche Ionen durch Einwirkung von Wassermolekülen; *diese Eigenschaft besitzen insbesondere Säuren, Basen und Salze*

* Säure, hier Salzsäure 🠢 HCl ⇄  H+ + Cl–   
  dabei entstehen immer Wasserstoffionen und je nach Säure verschiedene Säurerestionen
* Metallhydroxid [Base], hier Lithiumhydroxid 🠢 LiOH ⇄  Li+ + OH–   
  dabei entstehen Metallionen und in jedem Fall Hydroxidionen
* Salz [salzartiger Stoff], hier Kaliumbromid 🠢 KBr ⇄  K+ + Br–   
  dabei entstehen Metallionen und Säurerestionen

Base [nach Brønsted]

Teilchen, die Protonen H+ aufnehmen können [Protonenakzeptoren]

Säure [nach Brønsted]

Teilchen, die Protonen H+ abgeben können [Protonendonatoren]

umkehrbare chemische Reaktion

Einstellung eines chemischen Gleichgewichts zwischen Hin- und Rückreaktion; gekennzeichnet mit einem Doppelpfeil ⇄

Kation

positiv geladenes Ion

Anion

negativ geladenes Ion

Kältemischung

Mischung aus Wasser-Eis u.a. bestimmten Stoffen [verschiedene Salze, Alkohol, Aceton u.a.] in bestimmtem Verhältnis, so dass die normale Umgebungstemperatur des Eises noch weiter gesenkt wird

Beispiel: 100 g Eis und 23 g Natriumchlorid ergeben über einige Zeit lang eine Temperatur von –21°C [100 Gramm Eis mit 14 Gramm Magnesiumchlorid sogar   
bis –34°C]; *Anwendung z.B. für Kühlzwecke im Labor*

Fällungsreaktion

chemische Reaktion, bei der in wässriger Lösung aus frei beweglichen Ionen Ionenkristalle eines schwer löslichen Salzes entstehen, die als Niederschlag ausfallen

salzartige Stoffe [Salze]

Stoffe, die in wässriger Lösung in frei bewegliche elektrisch positiv geladene Metallionen und elektrisch negativ geladene Säurerestionen dissoziieren;

*salzartige Stoffe sind u.a. Salze im engeren Sinne wie z.B. Metallchloride [siehe Natriumchlorid], Metallbromide und -iodide, Sulfate, Carbonate, Hydrogencarbonate, Nitrate, Phosphate, Acetate [Ethanoate], außerdem Metalloxide oder -sulfide*

Aggregatzustände in Reaktionsgleichungen

(g) gasförmig [gaseous], (l) flüssig [liquid], (s) fest [solid]; (aq) wässrige Lösung

Quellenangaben und Hinweise

Die Inhalte dieser Webseite wurden urheberrechtlich durch den Autor zusammengestellt und eigenes Wissen sowie Erfahrungen genutzt. Bilder und Grafiken sind ausschließlich selbst angefertigt.

Für die Gestaltung dieser Internetseite verwendeten wir zur Information, fachlichen Absicherung sowie Prüfung unserer Inhalte auch verschiedene Seiten folgender Internetangebote: wikipedia.de, schuelerlexikon.de, seilnacht.com, chemie.de; darüber hinaus die Schroedel-Lehrbücher Chemie heute SI sowie SII [Ausgaben 2004 bzw. 1998 für Sachsen] und das Nachschlagewerk Duden Basiswissen Chemie [Ausgabe 2010]. Zitate oder Kopien erfolgten nicht.

3D-Molekülmodelle wurden mit dem MolView Open-Source Project [**molview.org**] erzeugt.

Dieses Skript wurde speziell auf dem Niveau der Sekundarstufe I erstellt.