SCHWEFELSÄURE

Schwefelsäure ist die wichtigste anorganische Säure in der chemischen Industrie. Die Weltjahresproduktion liegt bei mehr als 150 Millionen Tonnen.

[Geschichtliches 1](#_Toc41904416)

[Eigenschaften von Schwefelsäure 1](#_Toc41904417)

[Struktur und Formel 2](#_Toc41904418)

[Reaktion von Schwefelsäure mit Wasser 2](#_Toc41904419)

[Einige typische Säurereaktionen 4](#_Toc41904420)

[Einige Salze der Schwefelsäure 4](#_Toc41904421)

[Experimentelle Identifizierung von Schwefelsäure 6](#_Toc41904422)

[Verwendung und Bedeutung von Schwefelsäure 6](#_Toc41904423)

[Herstellung von Schwefelsäure in der Industrie 6](#_Toc41904424)

[Lexikon einiger Fachbegriffe 8](#_Toc41904425)

[Quellenangaben und Hinweise 10](#_Toc41904426)

Geschichtliches

vermutlich bereits im 13. Jahrhundert stellten Alchimisten rauchende Schwefelsäure aus natürlich vorkommenden Sulfaten wie Eisen- oder Kupfersulfat her *[Entdeckung bereits ca. im 8. Jh.]*

ab 17. Jahrhundert erzeugte man auch in Sachsen Schwefelsäure nach dem Vitriolverfahren aus Eisen(II)-sulfat [Eisenvitriol]

ab etwa 1870 setzte man das billigere Kontaktverfahren ein, wobei Schwefelsäure mit Hilfe eines Katalysators [z.B. Vanadiumpentaoxid V2O5] aus Schwefel oder schwefelhaltigen Erzen [z.B. Pyrit FeS2] erzeugt wird

*Erläuterungen dazu weiter unten*

Eigenschaften von Schwefelsäure

IUPAC-Name

Dihydrogensulfet

englisch

sulfuric acid

Eigenschaften konzentrierter Schwefelsäure

[ca. 98%-ig] bei 20°C

farblose, geruchlose, leicht ölige Flüssigkeit; stark ätzend; hygroskopisch [wasseranziehend]; zerstört organische Stoffe [z.B. Zucker, Holz] unter Wasserentzug, wobei am Ende nur Kohlenstoff übrigbleibt [Stoffe werden schwarz]; bringt Eiweiße zum Gerinnen [Denaturierung]; Dichte ρ = 1,8356 g · cm−3; geringe elektrische Leitfähigkeit

|  |  |
| --- | --- |
| Gefahrstoffkennzeichnung  konzentrierte Schwefelsäure  Beschreibung: 2000px-GHS-pictogram-acid.svg.png | Gesundheitsgefahren  Vorsicht: Stark ätzend! Starkes Erwärmen beim Verdünnen [Verspritzungsgefahr]! Unbedingt Schutzbrille tragen! |

Verdünnen von Schwefelsäure

erst das Wasser in Gefäß, dann die Säure sehr langsam in feinem Strahl unter Rühren hinzugießen, Schutzbrille!, Schutzhandschuhe!; Augen, Haut und Kleidung schützen! Schwefelsäure ist extrem ätzend und die Erwärmung kann extrem hoch werden [Gefahr des Verspritzens]!

Eigenschaften verdünnter Schwefelsäure

[ca. 10-20%]

farblose, geruchlose, leicht bewegliche Flüssigkeit; sehr stark ätzend; relativ gut elektrisch leitfähig; mit vielen Stoffen reaktionsfähiger als die konzentrierte Säure infolge besserer Dissoziation

Struktur und Formel

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *Molekülmodell* | *LEWIS-Formel* | *Molekülformel* |
| Ein Bild, das Baseball, drinnen, rot, Zaun enthält.  Automatisch generierte Beschreibung |  | H2SO4 |

Bau von Schwefelsäure

Schwefelsäure besteht aus Schwefelsäuremolekülen [je nach Druck und Temperatur; je weniger Wasser, umso mehr], Wassermolekülen sowie frei beweglichen Ionen, hier speziell Oxoniumionen [von Wassermolekülen gebundene Wasserstoffionen], Hydrogensulfat- und Sulfationen

Moleküle liegen überwiegend in der konzentrierten Säure vor – je mehr Wasser vorhanden ist, umso mehr Ionen entstehen infolge der Reaktion mit Wasser

Reaktion von Schwefelsäure mit Wasser

Reaktionsgleichung

entsprechend der Säure-Base-Theorie nach Brønsted

*[mehr dazu in unserem Skript zur Protolyse]*

H2SO4 + 2 H2O ⇄ 2 H3O+ + SO42– ; *ΔH = –n kJ · mol –1*

jeweils ein Schwefelsäuremolekül reagiert mit zwei Wassermolekülen zu zwei Oxoniumionen H3O+ sowie einem Sulfation SO42– [exotherm]

Protonenübergang [Protolyse] nach Brønsted

dabei gibt das H2SO4-Molekül zwei Protonen [H+] an je ein Wassermolekül stufenweise – nach Brønsted ist das H2SO4-Molekül eine Säure [Protonendonator]

* Protonenabgabe (gesamt): H2SO4 ⇄ 2 H+ + SO42–
* Protonenaufnahme (gesamt): 2 H+ + H2O ⇄ 2 H3O+

stufenweise Protolyse nach Brønsted

Protonenabgabe [H+] in 2 Stufen [ohne Berücksichtigung der Wassermoleküle]

* Bildung von Hydrogensulfationen HSO4– (Stufe 1):  
  H2SO4 + H2O ⇄ H3O+ + HSO4–
* Bildung der Sulfationen SO42– (Stufe 2):  
  HSO4– + H2O ⇄ H3O+ + SO42–
* gesamt: H2SO4 + 2 H2O ⇄ 2 H3O+ + SO42–

Schwefelsäure ist eine starke Säure, die gern Protonen an Reaktionspartner abgibt  
beide H+-Ionen werden dann von je 1 Wassermolekül gebunden – so entstehen 2 Oxoniumionen H3O+ [Protonenaufnahme]

Reaktionsgleichung vereinfacht

im Sinne der Auffassung von der Dissoziation nach Arrhenius

H2SO4 ⇄ 2 H+ + SO42– ; *ΔH = –n kJ · mol –1*

oder mit Angabe des Lösungsmittels Wasser   
H2SO4(aq) ⇄ 2 H+(aq) + SO42–(aq)

stufenweise Dissoziation vereinfacht

ohne Berücksichtigung der Wechselwirkung zwischen Wasserstoffionen und Wassermolekülen [also ohne Oxoniumionen]

Protonenabgabe [H+] in 2 Stufen:

* Bildung von Hydrogensulfationen HSO4– (Stufe 1):  
  H2SO4 ⇄ H+ + HSO4–
* Bildung der Sulfationen SO42– (Stufe 2):  
  HSO4– ⇄ H+ + SO42–
* gesamt: H2SO4 ⇄ 2 H+ + SO42–

mehrprotonige Säure

Schwefelsäure ist eine zweiprotonige Säure [je Molekül können 2 Protonen abgegeben werden; siehe Protolyse in 2 Stufen]

elektrische Leitfähigkeit der wässrigen Lösung

wässrige Lösung leitet den elektrischen Strom infolge frei beweglicher Ionen [je konzentrierter, umso schlechter leitend]

*konzentriert kaum leitfähig, da zu wenig Ionen [sondern viel mehr Moleküle]*

Einige typische Säurereaktionen

Reaktion mit unedlen Metallen

Beispiel: Reaktion von Natrium mit verdünnter Schwefelsäure zu Natriumsulfat und Wasserstoff [Redoxreaktion]; *exotherm*

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|  |  | OXIDATION |  | |  |  | |  |  |  |
| 0 |  | I VI –II | |  | | | I VI –II | |  | 0 |
| 2 Na | + | H2SO4 | | 🠢 | | | Na2SO4 | | + | H2 |
| RM |  | OM | |  | | |  | |  |  |
|  |  |  |  | |  |  | | REDUKTION |  |  |

* Elektronenabgabe [Oxidation] 🠞 2 Na 🠢 2 Na+ + 2 e–
* Elektronenaufnahme [Reduktion] 🠞 2 H+ + 2 e– 🠢 H2

Mehr zu Redoxreaktionen und Oxidationszahlen in unserem Skript [Redoxreaktionen](https://eqiooki.de/chemistry/redox.php).

Reaktion mit Hydroxidlösungen [Neutralisation]

Beispiel: Reaktion von Kaliumhydroxidlösung [Kalilauge] mit verdünnter Schwefelsäure zu Kaliumsulfatlösung und Wasser [Protolyse]; *exotherm*

H2SO4 + 2 KOH 🠢 K2SO4 + 2 H2O

* Protonenabgabe: H3O+ ⇄ H+ + H2O
* Protonenaufnahme: H+ + OH– ⇄ H2O
* Protonenübergang gesamt: H3O+ + OH– ⇄ 2 H2O ; *ΔH = –a kJ · mol –1*
* Ionengleichung: 2 H3O+ + SO42– + 2 K+ + 2 OH– ⇄ 2 K+ + SO42– + 2 H2O

Mehr zu Reaktionen mit Protonenübergang in unserem Skript [Protolysen](https://eqiooki.de/chemistry/protolysis.php).

Reaktion mit Carbonaten

Beispiel: Reaktion von Natriumcarbonat [Soda] mit verdünnter Schwefelsäure zu Natriumsulfat, Kohlenstoffdioxid und Wasser [Protolyse]:

Na2CO3 + H2SO4 🠢 Na2SO4 + CO2 + H2O ; *exotherm*

Reaktion mit Ammoniak

Bildung von Ammoniumsulfat [Protolyse]

2 NH3 + H2SO4 ⇄ (NH4)2SO4

Salze der Schwefelsäure

Hydrogensulfate, z.B. Natriumhydrogensulfat NaHSO4

Sulfate, z.B. Calciumsulfat CaSO4

Einige Salze der Schwefelsäure

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| *Name* | *Formel* | *Erläuterungen, Bedeutung* |
| Calciumsulfat  *Gips* | CaSO4 | * natürliche Vorkommen als Anhydrit [wasserfreies, kristallines Calciumsulfat] * Anhydrit u.a. als Estrich-Zusatz und Zusatz zum Fliesenkleber * Calciumsulfat auch ein Produkt der Rauchgasentschweflung 🠢 Nutzung u.a. als Baustoff und zur Herstellung von Schwefelsäure, Branntkalk etc. * *weißer, geruchloser Feststoff, wenig wasserlöslich* * zersetzt sich oberhalb 1400°C thermisch: CaSO4 🠢 CaO + SO2 *endotherm*   technische Nutzung zur Gewinnung von Branntkalk CaO |
| Kaliumsulfat | K2SO4 | * natürlich vorkommend als Mineral Arcanit * technische Gewinnung auch aus Kalium-chlorid und Schwefelsäure bei 700°C: H2SO4 + 2 KCl 🠢 K2SO4 + 2 HCl *endotherm* * Verwendung u.a. als Düngemittel und zur Herstellung von Pottasche [Kalium-carbonat], Gummi, Sprengstoffen, Farbstoffen, Arzneimitteln usw. * weiß, kristallin und gut wasserlöslich |
| Natriumsulfat  *Glaubersalz* | Na2SO4 | * natürlich als Mineral vorkommend * u.a. aus Schwefelsäure und Natronlauge herstellbar [Neutralisation, exotherm]: H2SO4 + 2 NaOH 🠢 Na2SO4 + 2 H2O * wasserfrei ist es weiß, kristallin, hygroskopisch und gut wasserlöslich * zur Herstellung von Waschmitteln, Glas, Textilien sowie in der Medizin u.a. als Abführmittel genutzt |
| Natrium-hydrogensulfat | NaHSO4 | * Herstellung u.a. aus Schwefelsäure und Natriumchlorid: H2SO4 + NaCl 🠢 NaHSO4 + HCl   dient auch zur Gewinnung des Gases HCl   * Weiß, kristallin, wasserlöslich, ätzend * u.a. für die Senkung des pH-Wertes in Schwimmbädern genutzt sowie zur Herstellung von Haushaltsreinigern oder als Säureregulator in Lebensmitteln |
| Ammonium-sulfat | (NH4)2SO4 | * Herstellung u.a. aus Schwefelsäure und Ammoniak: H2SO4 + 2 NH3 🠢 (NH4)2SO4 * weiß, kristallin, gut wasserlöslich, geruchlos * u.a. in Düngemitteln sowie Hefenährsalzen und zur Herstellung von Feuerlöschmitteln und schwer entflammbarem Papier |

Experimentelle Identifizierung von Schwefelsäure

Reaktion mit Indikatoren

Schwefelsäure reagiert mit Universalindikator unter Rotfärbung [Ursache: frei bewegliche Oxoniumionen H3O+ bzw. vereinfacht Wasserstoffionen H+]; siehe Reaktion mit Wasser

Reaktion mit Bariumchloridlösung

weißer Niederschlag wegen der Sulfationen SO42– in der Lösung [Bildung von schwerlöslichem Bariumsulfat]  
Ba2+ + SO42– 🠢 BaSO4

Information

durch Nachweis der Wasserstoffionen sowie Sulfationen ist Schwefelsäure eindeutig identifiziert

Verwendung und Bedeutung von Schwefelsäure

Einige Verwendungsmöglichkeiten

Akku-Säure [ca. 33,5-37%-ig] in Kraftfahrzeugakkumulatoren, zur Rostentfernung, zur Herstellung von Düngemitteln [z.B. Ammoniumsulfat (NH4)2SO4], Kunststoffen und Chemiefasern, als Hilfsstoff oder Katalysator für die Synthese vieler organischer Stoffe [z.B. Ester], zur Reinigung bzw. Trocknung von Gasen, zum Aufschluss von Erzen, zur Herstellung von Wandfarben [z.B. für die Erzeugung des Weißpigments Titandioxid TiO2], Tensiden [für Waschmittel], Sulfaten [z.B. Kaliumsulfat] und anderen Säuren, zum Ätzen von Halbleitern etc.

Schwefelsäure und Umwelt

in geringen Mengen Bestandteil des sauren Regens, beeinflusst so auch die Mineralsalzaufnahme durch Pflanzen durch sinkenden Boden-pH-Wert sowie Schäden an der Tierwelt infolge Versauerung der Gewässer [auch sehr giftig für Fische]; Mitursache des Waldsterbens; Schäden an Bauwerken und Metallteilen mit verursachend

*schweflige Säure, salpetrige und Salpetersäure sind in größeren Mengen im sauren Regen enthalten*

Rauchgasentschweflung

mittels Kalkstein CaCO3, Calciumhydroxid Ca(OH)2 bzw. Branntkalk CaO werden aus Abgasen von Kraftwerken die Umweltgifte Schwefeldioxid und Schwefeltrioxid entfernt; dabei entsteht Gips [Calciumsulfat CaSO4], woraus man Schwefelsäure herstellt oder den man als Baustoff benutzt

Herstellung von Schwefelsäure in der Industrie

|  |  |
| --- | --- |
| Schritt 1 Herstellung von Schwefeldioxid | |
| beispielsweise durch Verbrennung von Schwefel  S + O2 🠢 SO2 ; *ΔH = –297 kJ · mol –1*  *🠞 Nachteil: Schwefel muss importiert werden, Vorteil: einfaches Verfahren* | |
| oder durch Abrösten der schwefelhaltige Erze Pyrit FeS2 [Eisendisulfid, Schwefelkies] oder Zinksulfid ZnS  4 FeS2 + 11 O2 🠢 2 Fe2O3 + 8 SO2 ; *ΔH = –x kJ · mol –1* *bzw.*  2 ZnS + 3 O2 🠢 2 ZnO + 2 SO2  *🠞 Nachteil: wenig Pyrit im eigenen Land, Vorteil: entstehende Metalloxide zu Metallen reduzierbar* | |
| oder aus Calciumsulfat [Gips] CaSO4 [Müller-Kühne-Verfahren]  CaSO4 + C 🠢 CaO + SO2 + CO ; *ΔH = +390 kJ · mol –1*  *🠞 Nachteil: endotherm, Vorteil: Branntkalk CaO für die Bauindustrie, z.B. Grundlage der Zementherstellung* | |
| Schritt 2 Herstellung von Schwefeltrioxid | |
| Reaktion von Schwefeldioxid mit Luftsauerstoff zu Schwefeltrioxid [mittels Katalysator – daher auch Kontaktverfahren genannt]:  2 SO2 + O2 ⇄ 2 SO3 ; *ΔH = –198 kJ · mol –1* | |
|  | |
| *theoretisch günstige Bedingungen*  *nach dem Prinzip von Le Chatelier* | *praktisch angewandte Bedingungen* |
| niedrige Temperatur [da exotherme Hinreaktion] | ca. 600°C [Arbeitstemperatur des Katalysators, da ohne ihn das Verfahren nicht effektiv wäre] |
| Druckerhöhung, da Volumenabnahme bei der Hinreaktion [da n ~ V: 3 mol Gase Ausgangsstoffe, 2 mol Gase Produkt] | Normaldruck, da Volumenabnahme mit Luft zu gering  2 SO2 + O2 + 4 N2 ⇄ 2 SO3 + 4 N2  Luft besteht grob gesehen aus 1 Teil Sauerstoff und 4 Teilen Stickstoff  *[Druck erfordert u.a. viel Energie und Wanddicke des Reaktors]* |
| Sauerstoff im Überschuss | Luft im Überschuss |
| SO3 ständig entziehen | SO3 wird ständig entzogen |
| *Informiere Dich in unserem Skript Chemisches Gleichgewicht über umkehrbare chemische Reaktionen und das Prinzip von Le Chatelier genauer.* | |
| Schritt 3 Herstellung der Schwefelsäure | |
| Herstellung der Schwefelsäure durch Einleiten von Schwefeltrioxid in Wasser [zur Vermeidung großer SO3-Verluste in der Praxis aber Einleitung in konzentrierte Schwefelsäure; dabei entsteht Oleum\*]  SO3 + H2O ⇄ H2SO4 ; *ΔH = –132 kJ · mol –1* | |
| \* Bei der Schwefelsäureherstellung fällt auch die sogenannte Dischwefelsäure H2S2O7 [Oleum, rauchende Schwefelsäure, enthält etwa 25-30% SO3] an, die durch Reaktion von Schwefelsäure mit weiterem Schwefeltrioxid gebildet wird [dichter Nebel aus Schwefelsäuretröpfchen aufsteigend]; bei Wasseranwesenheit zerfällt sie aber wieder:  H2SO4 + SO3 ⇄ H2S2O7 | |

Lexikon einiger Fachbegriffe

Kontakt

in der technischen Chemie ein Katalysator mit festem Aggregatzustand

Katalysator

Stoff, der chemische Reaktionen beschleunigt und die Aktivierungsenergie herabsetzt; wird dabei nicht verbraucht und liegt nach der Reaktion wieder unverändert [höchstens verunreinigt] vor

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]!

*Δ*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+: H+ + H2O ⇄ H3O+] – diese färben Universalindikator [Unitest] rot; pH-Wert ist kleiner als 7

Beispiel: Dissoziation von Schwefelsäure: H2SO4 ⇄ 2 H+ + SO42–

unter Berücksichtigung der Oxoniumionen: H2SO4 + 2 H2O ⇄ 2 H+ + SO42–

basische [alkalische] Lösung

wässrige Lösung, die Hydroxidionen OH–  enthält; ihr pH-Wert ist größer als 7; Beispiel: Dissoziation von Calciumhydroxidlösung: Ca(OH)2 ⇄ Ca2+ + 2 OH–

Base [nach Brønsted]

Teilchen, die Protonen H+ aufnehmen können [Protonenakzeptoren]

Säure [nach Brønsted]

Teilchen, die Protonen H+ abgeben können [Protonendonatoren]

Mehrprotonige Säure

Säuremoleküle, die mehr als ein Proton H+ abgeben können [z.B. zwei- oder dreiprotonige Säuren]

Protolyse [nach Brønsted]

Reaktion mit Protonenübergang; mindestens ein Proton H+ wird von einem Teilchen abgegeben [Protonendonator; Säure], das von einem anderen Teilchen [Protonenakzeptor; Base] wieder aufgenommen wird

Base [nach Arrhenius]

Stoffe die in wässriger Lösung in frei bewegliche positiv geladene Metallionen und negativ geladenen Hydroxidionen OH– dissoziieren

Säure [nach Arrhenius]

Stoffe die in wässriger Lösung in frei bewegliche positiv geladene Wasserstoffionen H+ und negativ geladenen Säurerestionen dissoziieren *[die Säurerestionen der Salzsäure sind Chloridionen]*

Dissoziation [dissoziieren]

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

umkehrbare chemische Reaktion

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

Redoxreaktion

Reaktion mit Elektronenübergang; mindestens ein Elektron wird von einem Teilchen abgegeben [Reduktionsmittel; wird oxidiert], das ein anderes Teilchen [Oxidationsmittel, wird reduziert] wieder aufnimmt

Kation

positiv geladenes Ion

Anion

negativ geladenes Ion

Elektronenpaarbindung [Atombindung]

Art der chemischen Bindung, die auf Anziehungskräften zwischen einem gemeinsamen Elektronenpaar [negativ geladen] und den positiv geladenen Atomkernen der beteiligten Atome beruht; typische Bindung in Molekülen

polare Elektronenpaarbindung [polare Atombindung]

Atombindung, bei der das gemeinsame Elektronenpaar von einem Atom stärker angezogen wird als vom anderen; typische Bindung in Molekülen aus verschiedenartigen Atomen

Dipol, Dipolmolekül

Molekül mit Ladungsschwerpunkten, die infolge polarer Bindung entstanden [negativer Ladungsschwerpunkt δ– an dem Atom, zu dem das gemeinsame [bindende] Elektronenpaar stärker hingezogen wird; positiver Ladungsschwerpunkt δ+ an dem Atom mit der geringeren Anziehungskraft]

Aggregatzustände in Reaktionsgleichungen

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

Vitriol

veraltete Bezeichnung für kristallwasserhaltige Sulfate wie Kupfer(II)-sulfat CuSO4 [Kupfervitriol] oder Eisen(II)-sulfat FeSO4 [Eisenvitriol]

Oleum

Dischwefelsäure, rauchende Schwefelsäure H2S2O7; entsteht durch Einleiten von Schwefeltrioxid in konzentrierte Schwefelsäure

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], das Buch Duden Schülerlexikon Chemie [Sek. I] 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 und II erstellt.