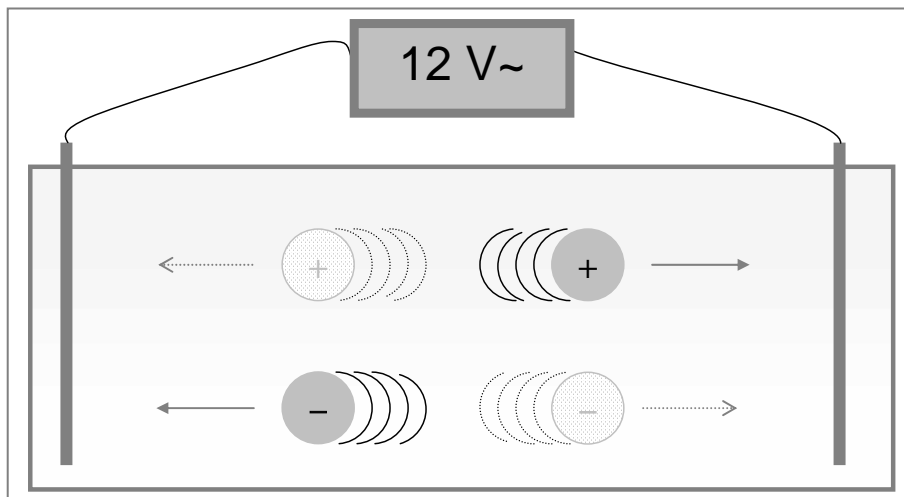


LEITFÄHIGKEIT IN DER CHEMIE



INHALTSVERZEICHNIS

0 ERKLÄRUNGEN:	Entdecken Sie die Leitfähigkeit
1 RECHENHILFE:	Spezifische Leitfähigkeit κ
2 LISTE:	Chemikalien, Materialien, etc.
3 SICHERHEITSHINWEIS:	Achtung auf Augen und Haut!
4 BEDIENUNGSANLEITUNG:	Leitfähigkeitsmessgerät
5 TABELLE:	Ionenradien mit Hydrathüllen
6 TABELLE:	Säure/Base-Reihe
7 TABELLE:	Löslichkeit verschiedener Salze
8 VORLAGE:	A3-Blatt für die Pinwand

Worum geht es?

Sie werden während der folgenden **drei Praktikumslektionen** die Leitfähigkeiten verschiedener Lösungen **messen** und einiges dazu **selbständig entdecken** können.

Warum diese drei Praktikumslektionen?

Sie haben in den vergangenen Stunden viel über die *Chemie des Wassers* gelernt. Sie wissen, dass wässrige Lösungen unter bestimmten Umständen den **elektrischen Strom** leiten können. Sie haben dazu in den letzten Stunden interessante Experimente gesehen. Sie kennen den berühmten **Glühbirnentest** sowie die **Wanderung von MnO_4^- - Ionen** im **elektrischen Feld**.

Übersicht über die drei Praktikumslektionen

- Sie arbeiten während der **ersten 90 Minuten selbständig**. Sie studieren zuerst ca. *30 Minuten* die Unterlagen auf Ihrem Arbeitsplatz. Sie führen danach während der *restlichen 60 Minuten* verschiedene Experimente ganz nach Ihrem Gutdünken durch. Während der ganzen Zeit beantwortet die Lehrperson **keine** Fragen zum Stoff und wird nicht in Ihr selbständiges Arbeiten eingreifen.
- Danach haben Sie **20 Minuten** Zeit, **allein** ein **A3-Blatt** mit Ihren **Resultaten** zu gestalten. Dieses Blatt hängen Sie dann an eine der vier **Pinwände** aus.
- Als **Ausklang der drei Praktikumslektionen** haben Sie während weiterer **20 Minuten** Zeit, die Resultate Ihrer Kolleginnen und Kollegen an den vier Pinwänden zu studieren.

Was muss ich während der ersten 90 Minuten tun?

1. **Bevor** Sie die ersten Experimente starten, machen Sie sich **selbständig** ein paar **Gedanken**. Nehmen Sie sich ruhig etwa **30 Minuten** Zeit dafür. Dazu gehört auch das Lesen *dieser* Lenkung und der anderen Unterlagen wie Rechenhilfe, Sicherheitshinweis, Bedienungsanleitung und Tabellen. Lesen Sie diese ganz durch, **bevor** Sie anfangen.
2. Suchen Sie sich dann aus dem Angebot an Ihrem Arbeitsplatz das heraus, was **Sie** am **meisten interessiert!** Es stehen für Sie verschiedene Salze wie Natriumchlorid und Kaliumchlorid sowie Salzsäure, Natronlauge und Essigsäure als Lösungen bereit.
3. Fühlen Sie sich ebenfalls frei, mit anderen Konzentrationen zu arbeiten, falls Sie dies für nötig halten. Es liegt ganz an Ihnen, was Sie untersuchen wollen.
4. Sie können sich nach Lust und Laune auch gerne am **Lehrerpult** bedienen und die dort bereitgestellten Chemikalien, Lösungen und Produkte benutzen. Bitte bringen Sie diese nach Gebrauch *sofort* zurück, damit andere nicht auf Sie warten müssen.
5. Es bleiben Ihnen nach dem Studium der Lektüre **noch weitere 60 Minuten** für die Experimente. Sie können während dieser Zeit natürlich spontan neue Ideen aufgreifen oder andere fallen lassen und das erforschen, was Sie interessiert.

Wichtig sind folgende Dinge:

- ➔ Schreiben Sie Ihre **Gedanken** und **Überlegungen** zu den **Experimenten ausführlich** in Ihr **Laborjournal** auf und grenzen Sie diese von Ihren üblichen Notizen **deutlich** ab.
- ➔ Schreiben Sie ebenfalls Ihre **Schlussfolgerungen** und **Fragen** auf. Streichen Sie nicht einfach Ihre Notizen durch, auch wenn diese Ihnen **noch so abwegig** oder **vage** erscheinen.
- ➔ Es geht hier **nicht** in erster Linie um falsch oder richtig, sondern um Ihre eigene **Kreativität!**

Welche Geräte benutze ich dazu?

- Es steht Ihnen ein selbstgebautes **Leitfähigkeitsmessgerät** zur Verfügung. Das Gerät ist bereits so zusammengebaut, dass Sie die Messung mit Hilfe der **beiliegenden Bedienungsanleitung** *gleich* starten können.

Wie wird das A3-Blatt erstellt?

- Auf dieses **A3-Blatt** schreiben Sie von Hand Ihren **Namen** und einen **Titel** zu den *Entdeckungen*, die Sie gemacht haben. Eine Vorlage finden Sie in den Unterlagen. Denken Sie daran, dass das A3-Blatt für Ihre Kolleginnen und Kollegen *verständlich* sein sollte. Halten Sie sich kurz. Sie haben hierfür **20 Minuten** Zeit.
- Papier, Filzstifte und Klebstreifen sowie mehrere A4-Blätter Millimeterpapier für die grafische Gestaltung des A3-Blatts liegen an Ihrem Arbeitsplatz bereit. A3-Blätter liegen bereit.
- Danach hängen Sie Ihr A3-Blatt an eine der vier Pinwände aus.

Ausstellung der Resultate

- Nun kann der **Austausch von Resultaten im Plenum** starten. Sie haben **weitere 20 Minuten** dafür Zeit. Gehen Sie zu einem A3-Blatt Ihrer Kollegin oder Ihres Kollegen und lassen Sie sich *inspirieren*. Sie können auch bei Ihrem A3-Blatt stehen bleiben und auf Gäste warten.
- Die A3-Blätter werden am Schluss der drei Praktikumslektionen noch eine Woche hängengelassen. Vielleicht wollen Sie ja das eine oder andere noch mit Ihrer Kollegin oder Ihrem Kollegen besprechen. Danach stehen die A3-Blätter zu Ihrer Verfügung.

➔ *Ein solcher Austausch von Resultaten ist ganz typisch für viele wissenschaftliche Kongresse zu aktuellen Themen aus der Physik, Chemie, Biologie oder Medizin. Es treffen sich dort die Spezialisten und Forscher aus aller Welt, welche sich mit ihren Fachkollegen über die neusten Resultate austauschen.*

Noch ein paar Tips

- Versuchen Sie nicht, einfach alle Salze zu mischen!
- Nehmen Sie am Anfang nur eine Sorte separat und untersuchen Sie diese gemäss **Ihrem** Interesse!
- Stellen Sie Vergleiche mit anderen Chemikalien an!

1

RECHENHILFE: Spezifische Leitfähigkeit κ

Wozu brauche ich diese Rechenhilfe?

Sie kennen den Begriff „spezifische Leitfähigkeit“ bereits. Sie haben auch geübt, wie man aus den Messgrößen „**elektrische Stromstärke**“ und „**elektrische Spannung**“ den **elektrischen Widerstand** und daraus die **spezifische Leitfähigkeit** einer Salzlösung berechnet. Als Hilfe wiederhole ich es für Sie nochmals. *Falls Sie da sattelfest sind, brauchen Sie hier nicht weiter zu lesen!*

Wie rechne ich den Widerstand R aus?

Sie dividieren die gemessene **Spannung** U in „Volt“ durch die gemessene **Stromstärke** I in „Ampere“. So erhalten Sie den elektrischen **Widerstand** R in „Volt pro Ampere“. Die Einheit „Volt pro Ampere“ nennen wir *Ohm* (Ω).

$$\text{Widerstand } R \text{ in } (\Omega) = \frac{\text{Spannung } U \text{ in (V)}}{\text{Stromstärke } I \text{ in (A)}}$$

→ *Beispiel:* $U = 10,5 \text{ V}$ dividiert durch $I = 0,15 \text{ A}$ (=150 mA) ergibt einen **Widerstand** von $R = 70 \Omega$

Wie rechne ich die spezifische Leitfähigkeit κ einer Salzlösung aus?

Sie können die **spezifische Leitfähigkeit** κ (sprich „kappa“) aus dem vorher bestimmten **Widerstand** R berechnen. Dazu benötigen Sie noch die **Zellkonstante** C .

$$\text{Spezifische Leitfähigkeit } \kappa \text{ in (S/cm)} = \frac{\text{Zellkonstante } C \text{ in (cm}^{-1}\text{)}}{\text{Widerstand } R \text{ in } (\Omega)}$$

Die **Einheit** der **spezifischen Leitfähigkeit** κ ist (S/cm), sprich „*Siemens pro Zentimeter*“. Ein *Siemens* (1 S) ist der *Kehrwert* von einem *Ohm* (1 Ω).

Der Wert für die **Zellkonstante** C hängt vom **Abstand** und der **Länge** (Eintauchtiefe) der Elektroden ab. Die **Einheit** für die Zellkonstante haben wir in den vergangenen Stunden in (cm^{-1}), sprich „*1 pro Zentimeter*“, angegeben. Verwenden Sie diese Einheit auch hier.

→ *Beispiel:* Zellkonstante $C = 12,1 \text{ cm}^{-1}$ dividiert durch Widerstand $R = 1038 \Omega$ ergibt eine **spezifische Leitfähigkeit** von $\kappa = 0,0117 \text{ S/cm}$ oder $11,7 \text{ mS/cm}$.

Welche Chemikalien stehen auf meinem Labortisch?**Diverse Salzlösungen**

Bereits gelöst in Flaschen (500 ml):

- 0,50 mol·l⁻¹ **Natriumchloridlösung**,
- 0,50 mol·l⁻¹ **Kaliumchloridlösung**,
- 0,50 mol·l⁻¹ **Natriumacetatlösung**,
- 0,100 mol·l⁻¹ **Kaliumchloridlösung**.

Diverse verdünnte Säuren und Basen

Bereits vorgelöst in Flaschen (500 ml):

- 0,50 mol·l⁻¹ **Salzsäure**,
- 0,50 mol·l⁻¹ **Natronlauge**,
- 0,50 mol·l⁻¹ **Essigsäure**.

Welche Materialien und Geräte liegen auf meinem Labortisch?**Materialien**

- Schutzbrille, Labormantel, Einweghandschuhe;
- Spritzflasche gefüllt mit destilliertem Wasser;
- pH-Universalindikatorlösung, pH-Universalindikatorpapier;
- Lineal mit Millimereinteilung, wissenschaftlicher Taschenrechner, mehrere A4-Blätter, mehrere A4-Seiten Millimeterpapier, wasserfeste Filzstifte in verschiedenen Farben, Schere, leere Chemikalienflaschen (250 ml), Stativ mit Schraubklemmen, Bürette (25 ml) für Titrationen;
- Periodensystem der Elemente;
- *diverse Glaswaren*: Messkolben (100 ml), Becherglas (100 ml) mit Markierung bei ca. 50 ml, Bechergläser (100 ml), Messzylinder (10 ml), Messzylinder (50 ml), Messpipetten (10 ml).

Geräte

- Magnetrührer mit Heizplatte, dazu diverse Rührfische, Giftballon (Peleusball), Laborthermometer (0...100°C);
- selbstgebautes **Leitfähigkeitsmessgerät** zur Messung der **spezifischen Leitfähigkeit** κ in (mS/cm), bereits zusammengesetzt und startbereit (siehe Bedienungsanleitung).

Im Allgemeinen sind die hier verwendeten Chemikalien und Arbeitsschritte für Sie ungefährlich, solange Sie sich an folgende Hinweise halten!

- *Es gelten die Ihnen bereits bekannten Sicherheitsvorschriften für das Arbeiten im chemischen Labor!*
- Tragen Sie während der **ganzen Zeit im Labor** eine **Schutzbrille**! Sie arbeiten unter anderem mit stark ätzenden Säuren und Basen!
- Tragen Sie den **Labormantel zugeknöpft**. Er bietet Ihrer **Haut** und Ihren **Kleidern** ausreichend Schutz vor Chemikalienspritzern.
- Tragen Sie **Schutzhandschuhe**, wenn Sie mit giftigen oder ätzenden Stoffen hantieren!
- Alle Chemikalien sind mit den üblichen **Gefahrensymbolen** (d.h. Symbole für giftige Stoffe) versehen. Sie kennen die Bedeutung dieser Gefahrensymbole und wissen, wie Sie sich am besten schützen können. Sie müssen diese **genau beachten**!
- Sie dürfen die **Chemikalien nicht** mit den Fingern **anfassen**! Bei versehentlichem Hautkontakt müssen Sie die betroffenen Körperstellen **sogleich** und **intensiv** mit sauberem Wasser abwaschen. *Im Zweifelsfall sagen Sie der Lehrperson sofort Bescheid!*
- **Erhitzen Sie auf keinen Fall** folgende Stoffe in fester Form: **Tetramethylammoniumchlorid, Tetraethylammoniumchlorid, Tetrapropylammoniumchlorid**. Es können **giftige Dämpfe** entstehen! Auch für andere Stoffe wie Säuren, Basen oder Salze ist das Erhitzen in fester oder flüssiger Form über 60°C nicht ratsam (bei Flüssigkeiten: Siedeverzug und Chemikalienspritzer)!

Leitfähigkeitsmessgerät

- Wenn nicht gemessen wird: **Schalter** immer auf **AUS**!
- Wenn Schalter auf EIN:
 - **Nie** beide **Graphitelektroden gleichzeitig** anfassen!
 - **Nie** mit **elektrisch leitenden Gegenständen** (Spatel) Elektroden berühren!
 - **Nie** während der Leitfähigkeitsmessung mit einem **Metallspatel oder anderen Metallgegenständen** in einer Salzlösung **rühren** (Stromschlag, Kurzschluss)!
 - **Keine Lösungen mit einer Konzentration höher als 1 mol·l⁻¹ messen** (Kurzschlussgefahr).

Sie haben das zusammengebaute **Leitfähigkeitsmessgerät** zur Messung der **spezifischen Leitfähigkeit κ** in (mS/cm) vor sich. Es besteht aus folgenden Teilen:

- Stromversorgungsgerät (Wechselstrom);
- zwei digitale Multimeter für die Messung der Wechselstromstärke (A~) und der Wechselspannung (V~);
- Leitfähigkeitsmesszelle bestehend aus zwei Graphitelektroden mit Haltevorrichtung (konstanter Elektrodenabstand) und mit Markierung der Eintauchtiefe;
- Stativ mit Schraubklemmen (Befestigung Leitfähigkeitsmesszelle);
- diverse farbige Kabel mit Krokodilklemmen.

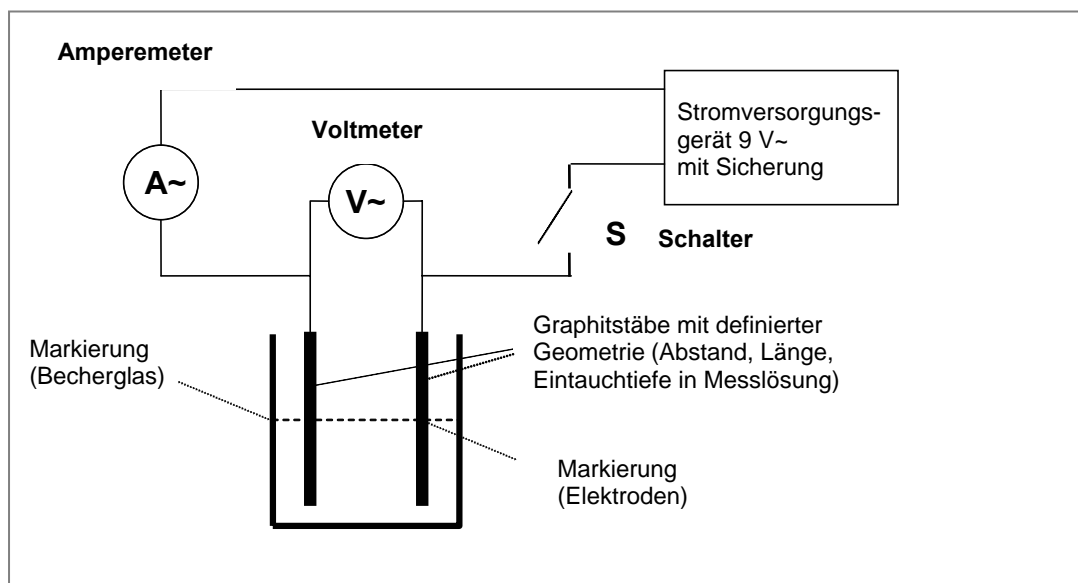


Abbildung 1. Schaltbild des Leitfähigkeitsmessgerätes.

➔ Bitte beachten Sie die **Markierung** an den Elektroden, die Ihnen die **Eintauchtiefe** in die wässrige Lösung angibt.

Die Zellkonstante C

Der Wert für die **Zellkonstante C** Ihrer **Leitfähigkeitsmesszelle** steht auf Ihrem Leitfähigkeitsmessgerät. Dieser gilt für die Messung aller Lösungen bei **20°C**.

So bestimmen Sie die spezifische Leitfähigkeit κ einer wässrigen Lösung:

1. Bevor Sie mit der Messung starten, können Sie eine Tabelle für die Messwerte in Ihrem Laborjournal vorbereiten.
2. Das **Leitfähigkeitsmessgerät** ist **ausgeschaltet** (Schalter S auf „AUS“). Die beiden digitalen Multimeter bleiben **eingeschaltet** und zeigen jeweils die **Spannung** in **0,00 V** und die **Stromstärke** in **0,00 mA** an.
3. Geben Sie etwa 50 ml der zu messenden Lösung in das **markierte Becherglas** (100 ml) und füllen Sie dieses **bis zur Markierung** auf (Markierung am Becherglas bei etwa 50 ml).

4. Spülen Sie die Graphitelektroden mit **destilliertem Wasser** in einem *separaten* Becherglas ab.
5. Tauchen Sie die Graphitelektroden mit *vorgegebenem Elektrodenabstand* (Halterung ca. 3 cm) in die Messlösung bis zur **markierten Eintauchtiefe an den Elektroden** ein.
6. Schalten Sie nun das Leitfähigkeitsmessgerät ein (*Schalter S auf „EIN“*). Die Multimeter zeigen nun die gemessene **Spannung** und **Stromstärke** an. Lesen Sie diese Werte ab und tragen Sie diese in Ihre Tabelle im Laborjournal ein.
7. Stellen Sie **sofort** das **Leitfähigkeitsmessgerät** ab, wenn Sie mit der Messung fertig sind (*Schalter S auf „AUS“*). Somit erhitzen sich die Messlösung und das Stromversorgungsgerät nicht unnötig. Die Multimeter bleiben eingeschaltet. *Achtung: die Leitfähigkeitsmessung sollte nicht länger als eine halbe Minute dauern.*
8. Danach nehmen Sie die Elektroden aus der Messlösung heraus und spülen Sie diese wieder **mehrmals** mit **destilliertem Wasser** in einem *separaten* Becherglas ab.
9. Sie können die gemessene Lösung in einem entsprechenden Vorratsgefäß (Becherglas) für die nachträgliche Entsorgung sammeln.
10. Sie können die Graphitelektroden bis zur nächsten Messung in sauberem destilliertem Wasser stehen lassen.

➔ *Bitte beachten Sie, dass während der Messung weder die **Eintauchtiefe** noch die **Abstände der Elektroden** verändert werden sollten.*

Berechnung des Widerstandes R und der spezifischen Leitfähigkeit κ

Nun können Sie anhand der gemessenen **Spannung U** in (V) und **Stromstärke I** (mA) den **Widerstand R** berechnen:

$$R = U/I.$$

Die **spezifische Leitfähigkeit κ** in (mS/cm) können Sie aus dem bestimmten **Widerstand R** und der gegebenen **Zellkonstante C** berechnen:

$$\kappa = C/R.$$

Beispiel:

Gegeben: Zellkonstante $C = 12,1 \text{ cm}^{-1}$

Gemessen: Spannung $U = 10,0 \text{ V}$, Stromstärke $I = 6,3 \text{ mA}$

Gesucht: **spezifische Leitfähigkeit κ** in mS/cm

Lösung: **$R = U/I = 10,0 \text{ V} / 0,0063 \text{ A} = 1587 \text{ } \Omega$**

$\kappa = C/R = 12,1 \text{ cm}^{-1} / 1587 \text{ } \Omega = 0,0076 \text{ S/cm} = 7,6 \text{ mS/cm}$

Ionenart	Ladung	Ionenradius mit Hydrathülle (pm)	Ionenart	Ladung	Ionenradius mit Hydrathülle (pm)
Kationen			Anionen		
$H^+ (H_3O^+)$	+	450	OH^-	-	175
Li^+	+	300	F^-	-	175
Na^+	+	200	Cl^-	-	150
K^+	+	150	Br^-	-	150
NH_4^+	+	125	I^-	-	150
Ag^+	+	125	NO_3^-	-	150
Mg^{2+}	++	400	CO_3^{2-}	--	225
Ca^{2+}	++	300	SO_4^{2-}	--	200
Ba^{2+}	++	250			
$N(CH_3)_4^+$	+	225	$HCOO^-$	-	175
$N(C_2H_5)_4^+$	+	300	CH_3COO^-	-	225
$N(C_3H_7)_4^+$	+	400	$C_6H_5COO^-$	-	300

Ionenradius mit Hydrathülle

Der Ionenradius mit Hydrathülle ist als derjenige Radius definiert, den ein gelöstes Ion in Wasser einnimmt. Eine mehr oder weniger dichte Hülle aus Wassermolekülen lagert sich um das ‚nackte‘ Ion an. Diese Hülle wird Hydrathülle genannt.

Der ‚nackte‘ Ionenradius ist als derjenige Radius definiert, den ein Ion als starre Kugel gedacht in einem Ionengitter besitzt.

Die Werte für die Ionenradien mit Hydrathülle sind gemittelte Werte. Sie basieren auf **verschiedenen Messungen** aus der Literatur. Je nach Experiment kann dieser Wert um ± 50 pm schwanken.

(Kielland 1937, 1677)

Wie Sie vielleicht bemerkt haben, nimmt der Radius der hydratisierten Ionen von Li^+ bis K^+ in der Reihenfolge Li^+ (300 pm) > Na^+ (200 pm) > K^+ (150 pm) ab.

Dies entspricht dem umgekehrten Trend, den Sie aus dem Chemieunterricht für die „nackten“ Ionenradien kennen. Dort nimmt der Ionenradius in der Reihenfolge Li^+ (60 pm) < Na^+ (95 pm) < K^+ (133 pm) zu.

Der Grund für diesen Unterschied liegt darin, dass die Ionen in Wasser hydratisiert werden. Da das Li^+ -Ion aber so klein ist (60 pm), besitzt es eine vergleichsweise höhere Ladungsdichte (Ladung pro Volumen) als beispielsweise das K^+ -Ion. Aufgrund dieser höheren Ladungsdichte lagern sich an das Li^+ -Ion im Vergleich zum K^+ -Ion besonders viele Wassermoleküle an.

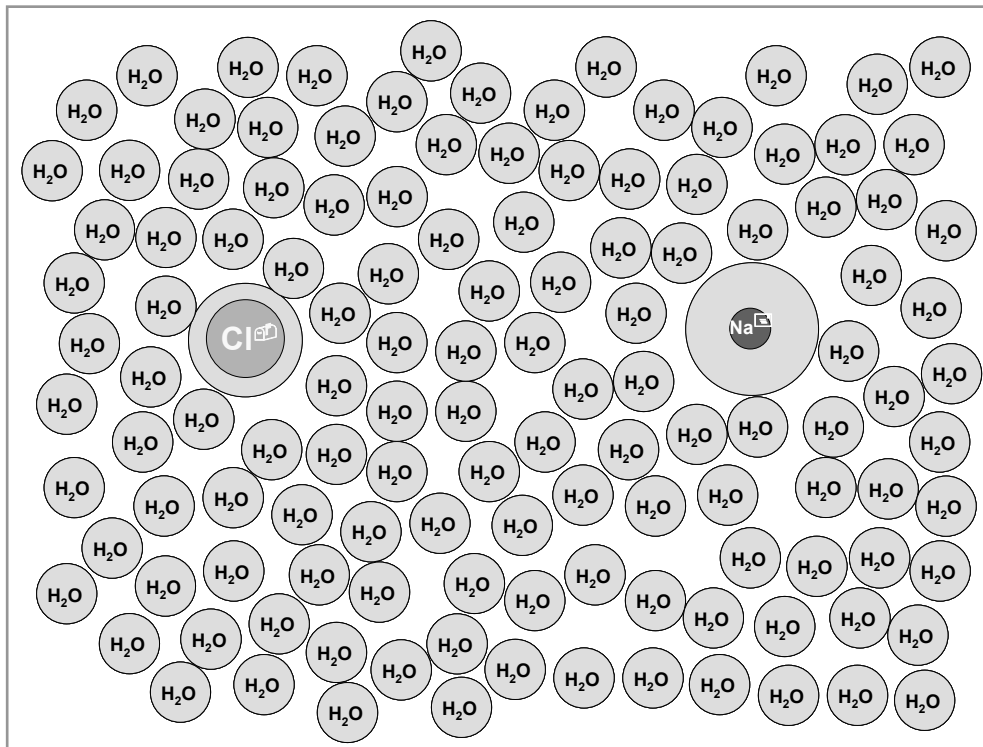


Abbildung 2. Natriumchlorid gelöst in Wasser. Na^+ - und Cl^- -Ionen sind in Wasser von einer Hydrathülle umgeben.

Säure		Base		pK_s (25°C)
HClO ₄	Perchlorsäure	ClO ₄ ⁻	Perchlorat-Ion	- 9
HCl	Chlorwasserstoff	Cl ⁻	Chlorid-Ion	- 6
H ₂ SO ₄	Schwefelsäure	HSO ₄ ⁻	Hydrosulfat-Ion	- 3
H ₃ O ⁺	Hydroxonium-Ion	H ₂ O	Wasser	- 1,74
HNO ₃	Salpetersäure	NO ₃ ⁻	Nitrat-Ion	- 1,32
HOOC-COOH	Oxalsäure	HOOC-COO ⁻	Hydrogenoxalat-Ion	1,46
HSO ₄ ⁻	Hydrosulfat-Ion	SO ₄ ⁻	Sulfat-Ion	1,92
H ₃ PO ₄	Phosphorsäure	H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat-Ion	1,96
HF	Fluorwasserstoff	F ⁻	Fluorid-Ion	3,14
HCOOH	Ameisensäure	HCOO ⁻	Formiat-Ion	3,7
C ₆ H ₅ COOH	Benzoessäure	C ₆ H ₅ COO ⁻	Benzoat-Ion	4,22
HOOC-COO ⁻	Hydrogenoxalat-Ion	⁻ OOC-COO ⁻	Oxalat-Ion	4,40
CH ₃ COOH	Essigsäure	CH ₃ COO ⁻	Acetat-Ion	4,76
H ₂ CO ₃	Kohlensäure	HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat-Ion	6,46
H ₂ PO ₄ ⁻	Dihydrogenphosphat-Ion	HPO ₄ ²⁻	Hydrogenphosphat-Ion	7,21
NH ₄ ⁺	Ammonium-Ion	NH ₃	Ammoniak	9,21
HCO ₃ ⁻	Hydrogencarbonat-Ion	CO ₃ ²⁻	Carbonat-Ion	10,40
HPO ₄ ²⁻	Hydrogenphosphat-Ion	PO ₄ ³⁻	Phosphat-Ion	12,32
H ₂ O	Wasser	OH ⁻	Hydroxid-Ion	15,74

Anhand dieser Tabelle können folgende Fragen beantwortet werden:

Frage:

Wie gross ist die H₃O⁺-Konzentration einer **0,10 molaren Salzsäure** (starke Säure: $pK_s = - 6$)?

Antwort: Die H₃O⁺-Konzentration ist mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 0,1 \text{ mol/L}$ **so gross** wie die **Konzentration der Salzsäure**.

Frage:

Wie gross ist die H₃O⁺-Konzentration einer **0,10 molaren Essigsäure** (schwache Säure: $pK_s = 4,76$)?

Antwort: Die H₃O⁺-Konzentration ist mit $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 0,0013 \text{ mol/L}$ **um Grössenordnungen kleiner** als die **Konzentration der Essigsäure**.

Salze	Formel	Löslichkeit bei 20°C in g pro 100 g Wasser
Bariumchlorid	BaCl ₂	35,7
Calciumchlorid	CaCl ₂	74,5
Natriumcarbonat	Na ₂ CO ₃	21,6
Natriumsulfat	Na ₂ SO ₄	19,4
Bariumsulfat	BaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-4}$
Bariumcarbonat	BaCO ₃	$1,7 \cdot 10^{-3}$
Calciumsulfat	CaSO ₄	0,20
Calciumcarbonat	CaCO ₃	$1,5 \cdot 10^{-3}$
Silberchlorid	AgCl	$1,5 \cdot 10^{-4}$
Silberbromid	AgBr	$1,4 \cdot 10^{-5}$
Silberiodid	AgI	$3,0 \cdot 10^{-7}$

(Herrler 1976, 95)

TITEL

Vorname und Name

Datum

**TABELLE, GRAPHIK, SKIZZE,
z.B. mit Messresultaten, etc.**

TEXT (in Stichworten)

z.B. Entdeckungen, Widersprüche

- ...
- ...
- ...

Tip: Schreiben Sie gut leserlich von Hand und halten Sie sich kurz!