

Grundwissen Chemie 9 (NTG)

Asam-Gymnasium München

Fachschaft Chemie 2013

(manche Abbildungen wurden erstellt von Yaroun Kieser)

Lehrplan:

- Die Schüler können einfache Nachweisverfahren durchführen.
- Sie beherrschen einfache Berechnungen zum Stoff- und Energieumsatz.
- Sie sind in der Lage, den räumlichen Bau einfacher Moleküle zu beschreiben, daraus die zwischen den Molekülen herrschenden Kräfte abzuleiten und auf wesentliche Eigenschaften der betreffenden Stoffe zu schließen.
- Sie können das Donator-Akzeptor-Konzept auf Säure-Base- und Redoxreaktionen anwenden.
- Sie können Säure-Base-Titrationen durchführen und auswerten.
- Sie kennen Anwendungsbeispiele für Redoxreaktionen in Alltag und Technik.
- Sie können einfache Experimente in Teilaspekten selbständig planen.

GW Chemie 9 (NTG)

Nachweis molekularer Stoffe

- Beschreibe und benenne einen Nachweisversuch für Wasserstoff!
- Beschreibe und benenne einen Nachweisversuch für Sauerstoff!
- Beschreibe einen Nachweisversuch für Kohlenstoffdioxid!

- Knallgasprobe zum Nachweis von Wasserstoff:

Das Gas wird in ein kleines Glasgefäß (z. B. Reagenzglas) gefüllt. Dann wird eine Flamme an die Öffnung geführt. Es kommt zu einem Knall bzw. zu einem pfeifenden Geräusch.

- Glimmspanprobe zum Nachweis von Sauerstoff:

Das Gas wird in ein Glasgefäß gegeben. Hält man einen glimmenden Span hinein, so glüht dieser auf bzw. entflammt.

- Nachweis von Kohlenstoffdioxid:

Einleiten des Gases in Calciumhydroxid-Lösung ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ (aq)). Es bildet sich ein weißer Niederschlag (CaCO_3 (s) = Kalk).

Molekül-Ionen

- Formuliere die Formeln folgender Molekül-Ionen: Carbonat-Ion, Sulfat-Ion, Sulfit-Ion, Nitrat-Ion, Phosphat-Ion, Ammonium-Ion
- Ergänze die folgende Tabelle:

| Name | Summenformel | Enthaltene Ionen |
|------------------------|---------------------------------|--|
| Calciumcarbonat (Kalk) | | |
| | Na ₂ SO ₄ | |
| | | Al ³⁺ / SO ₃ ²⁻ |
| Aluminiumphosphat | | |
| | | Ba ²⁺ / NO ₃ ⁻ |

- Wichtige Molekül-Ionen

| | | |
|------------------------------------|------------------------------------|------------------------------------|
| Carbonat-Ion | Sulfat-Ion | Sulfit-Ion |
| CO₃²⁻ | SO₄²⁻ | SO₃²⁻ |
| Phosphat-Ion | Nitrat-Ion | Ammonium-Ion |
| PO₄³⁻ | NO₃⁻ | NH₄⁺ |

- Salze mit Molekül-Ionen

| Name | Summenformel | Enthaltene Ionen |
|------------------------|---|--|
| Calciumcarbonat (Kalk) | CaCO ₃ | Ca ²⁺ / CO ₃ ²⁻ |
| Natriumsulfat | Na ₂ SO ₄ | Na ⁺ / SO ₄ ²⁻ |
| Aluminiumsulfit | Al ₂ (SO ₃) ₃ | Al ³⁺ / SO ₃ ²⁻ |
| Aluminiumphosphat | AlPO ₄ | Al ³⁺ / PO ₄ ³⁻ |
| Bariumnitrat | Ba(NO ₃) ₂ | Ba ²⁺ / NO ₃ ⁻ |

Atommasse m_a Atomare Masseneinheit u

- Gib die Atommasse m_a in der Einheit u an für die folgenden Atome: Li, S, K, Au.

Verwende hierzu das Periodensystem der Elemente.

- Die Atommasse m_a entspricht der aus dem Periodensystem ablesbaren Massenzahl.

$$m_a(\text{Li})=6,941 \text{ u}; \quad m_a(\text{S})= 32,066 \text{ u}; \quad m(\text{K})=39,098 \text{ u}; \\ m_a(\text{Au})=196,966 \text{ u}$$

Molare Größen Definitionen

- Definiere die folgenden Molaren Größen:

- Stoffmenge n
- Avogadro-Konstante N_A
- Molare Masse M
- Molares Volumen V_m

- **Stoffmenge n [mol]:** Die Stoffmenge n ist ein Maß für Teilchenmengen. Ein Mol enthält $6,022 \cdot 10^{23}$ Teilchen
- **Avogadro-Konstante N_A [$\frac{1}{mol}$]:** Die Avogadro-Konstante beschreibt die Teilchenzahl eines Mols. $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} [\frac{1}{mol}]$.
- **Molare Masse M [$\frac{g}{mol}$]:** Die Molare Masse ist die Masse eines Mols eines Stoffes. Die Molare Masse einer Verbindung kann als die Summe der Massenzahlen der beteiligten Element-Atome direkt aus dem PSE ermittelt werden, z. B. $M(\text{NH}_3) = 17 \text{ g/mol}$.
- **Molares Volumen V_m [$\frac{L}{mol}$]:** Das Molare Volumen V_m ist das Volumen, das ein Mol eines Gases (also $6,022 \cdot 10^{23}$ Gasteilchen) einnimmt. Unter Normbedingungen (0°C , 1013 hPa) sind das $22,4$ Liter.

Molare Größen Größengleichungen

- Formuliere die Größengleichungen, bei denen die Molaren Größen beteiligt sind!

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

Spricht: Die Molare Masse des Stoffes X entspricht der Masse des Stoffes X dividiert durch die Stoffmenge dieses Stoffes X.

$$N(X) = N_A \cdot n(X)$$

Spricht: Die Teilchenzahl des Stoffes X entspricht dem Produkt der Avogadro-Konstante und der Stoffmenge dieses Stoffes X.

$$V(X) = V_m(X) \cdot n(X)$$

Spricht: Das Volumen des Stoffes X entspricht dem Produkt des Molaren Volumens des Stoffes X und der Stoffmenge dieses Stoffes X.

Molare Größen Berechnungen

- Berechnungen sind unter Einhaltung von Konventionen durchzuführen.
 - Zu Beginn werden die gegebenen und gesuchten Größen notiert.
 - Hinter jedes Größenzeichen wird der Stoff notiert, auf den sich das Größenzeichen bezieht (z. B. $M(\text{H}_2\text{O})$...).
 - Es wird zuerst der Ansatz formuliert und danach werden die Zahlenwerte eingesetzt.
 - Werden zwei Größengleichungen „kombiniert“, so wird zuerst ein allgemeiner Gesamtansatz formuliert.
 - Zum Schluss wird ein Antwortsatz formuliert.

Berechne auf diese Weise die folgende Aufgabe

Die Masse eines Stücks Würfelzucker (Inhaltsstoff Saccharose; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) beträgt 5,00 Gramm. Berechne die Anzahl an Saccharose-Molekülen, aus denen ein Stück Würfelzucker besteht!

Salzbildung - Energiebeteiligung

- Definiere den Begriff „Gitterenergie“!
- Erkläre die besondere Bedeutung der Gitterenergie für die Salzbildung!

• **Geg:** $m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 5,00 \text{ g}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}$;
 $M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 342 \text{ g/mol}$

Ges: $N(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$

Lsg: (1) $N(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = N_A \cdot n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})$
 (2) $n(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = \frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}$

(2) in (1)

$$N(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = N_A \cdot \left(\frac{m(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})}{M(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11})} \right)$$

$$N(\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}) = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol} \cdot \left(\frac{5,00 \text{ g}}{342 \text{ g/mol}} \right) = \underline{8,80 \cdot 10^{21}}$$

Antwort: Ein Stück Würfelzucker besteht aus etwa $8,80 \cdot 10^{21}$ Saccharose-Molekülen.

- Die Gitterenergie wird frei, wenn sich ein Ionengitter aus den einzelnen Kationen und Anionen bildet (oder: ...muss aufgewendet werden, um die einzelnen Kationen und Anionen aus dem Ionengitter herauszutrennen).
- Da die Gitterenergie ein so stark exothermer Energiewert ist, ist die Salzbildung insgesamt exotherm und kann überhaupt ablaufen.

Die Gitterenergie ist die „Triebkraft“ der Salzbildung.

Elektronenpaar-Abstoßungsmodell

- Formuliere wichtige Regeln des **Elektronen-Paar-Abstoßungsmodells (EPA)**!

- Wichtige Regeln des **Elektronenpaar-Abstoßungsmodells (EPA)**

(genauer: Valenz-Elektronenpaar-Abstoßungsmodell, da nur die Valenzelektronen betrachtet werden):

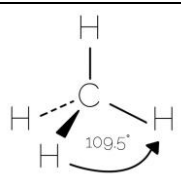
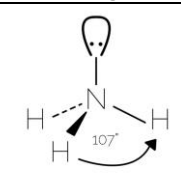
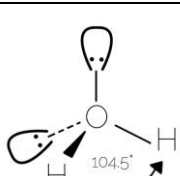
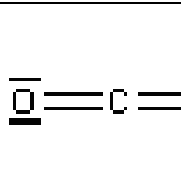
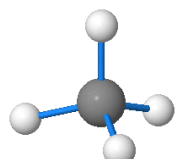
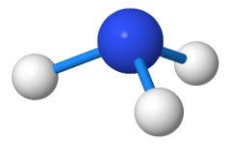
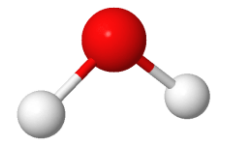
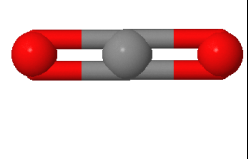
- **Elektronenpaare stoßen sich ab**, da sie jeweils negativ geladen sind, und ordnen sich deshalb räumlich möglichst weit voneinander entfernt an.
- **Mehrfachbindungen** werden bei der Ermittlung der Molekülgeometrie wie Einfachbindungen behandelt.

Räumlicher Bau von Molekülen

- Stelle den räumlichen Bau der Moleküle der folgenden Verbindungen zeichnerisch dar:

CH₄, NH₃, H₂O, CO₂

- Benenne die jeweilige Molekülgeometrie!

| CH ₄ | NH ₃ | H ₂ O | CO ₂ |
|---|---|---|---|
|  |  |  |  |
|  |  |  |  |
| tetraedrisch | trigonal pyramidal | gewinkelt | linear |

Elektronegativität

- Definiere den Begriff „Elektronegativität“!
- Nenne das elektronegativste Element und beschreibe, wo im Periodensystem besonders elektronegative Elemente zu finden sind!

- Elektronegativität (EN) ist die Fähigkeit von Atomen, bindende Elektronenpaare an sich zu ziehen.
- Fluor ist das elektronegativste Element.

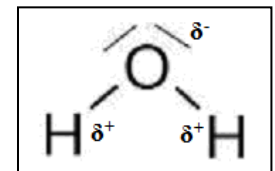
Elektronegativitäts-Werte findet man im Periodensystem der Elemente. Je höher der Wert, desto elektronegativer das Element.

Besonders elektronegative Elemente findet man im Periodensystem rechts oben.

Polare Elektronenpaarbindung

- Erläutere Entstehung und Eigenschaften polarer Elektronenpaarbindungen!

Polare Elektronenpaarbindungen entstehen dann, wenn eines der beiden beteiligten Atome elektronegativer ist als das andere ($\Delta EN \neq 0$).



Das elektronegativere Atom „zieht“ das bindende Elektronenpaar näher zu sich.

Das elektronegativere Atom erhält dadurch eine negative Teilladung (Symbol δ^-), das andere Atom erhält eine positive Teilladung (Symbol δ^+). (*Teilladung = Partialladung*).

Dipol-Moleküle

- Erkläre, was man unter einem Dipol-Molekül versteht!
- Erkläre, welche Bedingungen gegeben sein müssen, damit ein Molekül ein Dipol-Molekül ist!

- Dipol-Moleküle besitzen eine negative Molekülseite (negativer „Pol“ des Moleküls) und eine positive Molekülseite (positiver „Pol“ des Moleküls).
- Bedingungen für Dipol-Moleküle:
 - Es ist mindestens eine polare Elektronenpaarbindung vorhanden und somit Atome mit Partialladungen δ^- und δ^+ .
 - Durch die Molekülgeometrie entsteht eine positive und eine negative Molekülseite (der positive und der negative Ladungsschwerpunkt fallen nicht in einem Punkt zusammen)

Zwischenmolekulare Kräfte

- Nenne und beschreibe wichtige Arten zwischenmolekularer Kräfte!

| | |
|-----------------------------|--|
| Van-der-Waals-Kräfte | Schwache Anziehungskräfte zwischen unpolaren Molekülen |
| Dipol-Dipol-Kräfte | Anziehungskräfte zwischen Dipol-Molekülen. Die negativen und positiven Molekülpole richten sich zueinander aus. |
| Wasserstoff-Brücken | Besonders starke Dipol-Dipol-Kräfte. Zwischen Molekülen, bei denen eine Wasserstoffatom an ein besonders elektronegatives Atom (N, O, F) gebunden ist. Beispiel Wasser: <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> </div> |
| Ion-Dipol-Kräfte | Zwischen Ionen und Dipol Molekülen. Spielen eine Rolle beim Lösen von Salz in Wasser. |

Zwischenmolekulare Kräfte

Löslichkeit und Siedetemperatur

- Ein lateinischer Merksatz lautet: „*Similia similibus solvuntur*“. Übersetze und erkläre diesen Satz!
- Erkläre, wovon die Siedetemperatur (Schmelztemperatur) eines Reinstoffes abhängt!

- „*Similia similibus solvuntur*“:
„*Gleiches wird von Gleichem gelöst*“

Polare Stoffe (Stoffe mit Dipol-Molekülen bzw. Stoffe mit Ionen, also Salze) lösen sich in polaren Stoffen.

Unpolare Stoffe (Stoffe mit Nicht-Dipol-Molekülen) lösen sich in unpolaren Stoffen.

- Die Siedetemperatur (Schmelztemperatur) eines Stoffes ist umso höher, je stärker die zwischenmolekularen Kräfte sind! Denn beim Siedevorgang (Schmelzvorgang) müssen die Kräfte zwischen den Molekülen überwunden werden.

Wasser als Lösungsmittel

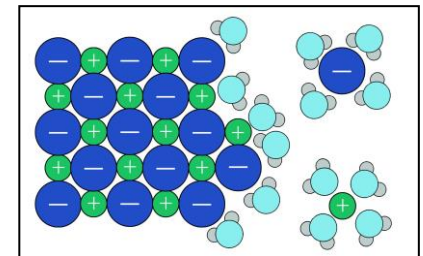
Hydratation

- Definiere den Begriff „Hydratation“!
- Beschreibe (Teilchenebene) den Vorgang des Lösens eines Salzes (z. B. Natriumchlorid) in Wasser!

- „Hydratation“:
Beim Lösen eines Stoffes in Wasser lagern sich Wassermoleküle an die Dipol-Moleküle oder Ionen des gelösten Stoffes an und umhüllen sie. Es entsteht die sogenannte Hydrathülle.

- Lösevorgang (NaCl in Wasser)

- 1) Wassermoleküle nähern sich mit ihrem negativen Pol (O-Atom) den Na^+ -Kationen und mit ihrem positiven Pol (H-Atome) den Cl^- -Anionen des Ionengitters an
- 2) Ausbildung von Ion-Dipol-Kräften
- 3) Heraustrennung von Ionen aus dem Ionengitter
- 4) Die Ionen bleiben von einer größeren Menge an Wassermolekülen (nicht nur vier!) umhüllt und bewegen sich mit dieser „Hydrathülle“ frei zwischen den vielen anderen Wassermolekülen, die nicht direkt an der Hydratation der Ionen beteiligt sind.



Säure-Base-Indikatoren

- Beschreibe die Funktionsweise und den Verwendungszweck von Säure-Base-Indikatoren!

- Säure-Base-Indikatoren sind Farbstoffe (bzw. deren Lösungen), die in sauren, neutralen bzw. basischen Lösungen unterschiedliche Farben besitzen.

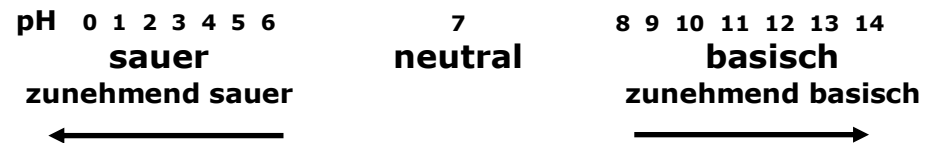
Gibt man zu einer Lösung einen Säure-Base-Indikator, so erkennt man an dessen Farbe, ob es sich um eine saure Lösung, eine neutrale Lösung oder um eine basische Lösung handelt.

pH-Skala

- Erläutere die Aussagekraft der pH-Skala!

- Die pH-Skala reicht von 0 bis 14.

Lösungen mit einem pH-Wert von genau 7 sind neutral. Lösungen mit einem pH-Wert kleiner 7 sind (zunehmend) sauer. Lösungen mit einem pH-Wert größer 7 sind (zunehmend) basisch:



Protonendonator Protonenakzeptor

- Definiere die Begriffe Protonendonator und Protonenakzeptor!

▪ Protonendonatoren (Protonen-„Geber“)

sind Moleküle (oder Molekül-Ionen), die in der Lage sind, ein H^+ -Ion (= „Proton“) an ein anderes Molekül (den Protonenakzeptor) abzugeben. Sie besitzen stets ein polar gebundenes Wasserstoffatom. Man nennt sie auch *Brønsted -Säuren*.

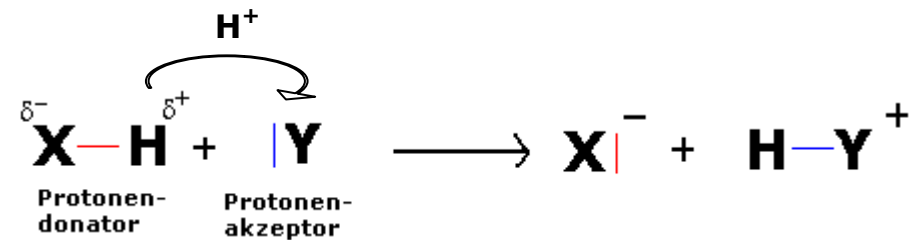
Protonenakzeptoren (Protonen-„Aufnehmer“)

sind Moleküle (oder Ionen), die in der Lage sind, ein H^+ -Ion (= „Proton“) von einem Protonendonator aufzunehmen. Sie besitzen stets ein freies Elektronenpaar. Man nennt sie auch *Brønsted -Basen*.

Protonenübergänge

- Erkläre das Prinzip einer Protonenübergangsreaktion!
- Nenne Synonyme für den Begriff „Protonenübergangsreaktion“!

- Bei allen Säure-Base-Reaktionen gibt ein Protonendonator ein Proton (H^+) an einen Protonenakzeptor ab. Es findet also immer ein Protonenübergang statt. Allgemeines Schema:

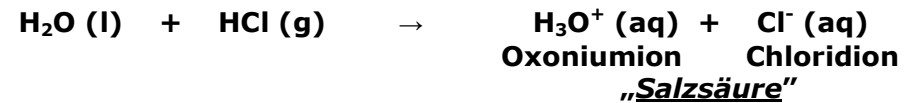


- *Protolyse*reaktion oder *Säure-Base* Reaktion

Saure Lösung

- Definiere den Begriff saure Lösung!
- Beschreibe am Beispiel der Reaktion von Hydrogenchlorid-Gas mit Wasser, wie saure Lösungen entstehen! Formuliere die Reaktionsgleichung mit Summenformeln!

- Saure Lösungen enthalten gelöste Oxoniumionen H_3O^+
(genauer: mehr gelöste Oxonium-Ionen als gelöste Hydroxid-Ionen)
- Saure Lösungen entstehen durch Reaktionen von Protonendonatoren (z. B. HCl) mit Wassermolekülen! Durch Übertragung von Protonen (H^+) vom Protonendonator auf Wassermoleküle entstehen Oxoniumionen (H_3O^+).



Basische Lösung

- Definiere den Begriff basische Lösung!
- Beschreibe am Beispiel der Reaktion von Ammoniak-Gas mit Wasser, wie basische Lösungen entstehen! Formuliere die Reaktionsgleichung mit Summenformeln!

- „Basische Lösungen enthalten gelöste Hydroxid-Ionen OH^- “
(genauer: mehr gelöste Hydroxid-Ionen als gelöste Oxoniumionen)
- Basische Lösungen entstehen durch Reaktionen von Protonenakzeptoren (z. B. NH_3) mit Wassermolekülen! Durch Übertragung von Protonen (H^+) von Wassermolekülen auf Protonenakzeptoren entstehen Hydroxidionen (OH^-).



Wichtige Säuren ihre Anionen

- Ergänze die fehlenden Summenformeln, Namen und Begriffe in den schattierten Feldern!

| | | | | |
|------------------------------------|------------------------------------|-------------------------------------|--------------|----------------------|
| HNO₃ | | ----- | ----- | |
| Hydrogenchlorid | Nitrat-Ion | | | |
| | Cl⁻ | ----- | ----- | |
| H₂CO₃ | Hydrogen-carbonat-Ion | CO₃²⁻ | ----- | Zweiprotonige Säuren |
| Schwefelsäure | HSO₄⁻ | Sulfat-Ion | ----- | |
| H₃PO₄ | Dihydrogen-phosphat-Ion | HPO₄²⁻ | Phosphat-Ion | |

| | | | | |
|---|---|---|--|----------------------|
| HNO₃ Salpetersäure | NO₃⁻ Nitrat-Ion | ----- | ----- | Einprotonige Säure |
| HCl Hydrogenchlorid | Cl⁻ Chlorid-Ion | ----- | ----- | |
| H₂CO₃ Kohlensäure | HCO₃⁻ Hydrogen-carbonat-Ion | CO₃²⁻ Carbonat-Ion | ----- | Zweiprotonige Säuren |
| H₂SO₄ Schwefelsäure | HSO₄⁻ Hydrogen-sulfat-Ion | SO₄²⁻ Sulfat-Ion | ----- | |
| H₃PO₄ Phosphorsäure | H₂PO₄⁻ Dihydrogen-phosphat-Ion | HPO₄²⁻ Hydrogenphosphat-Ion | PO₄³⁻ Phosphat-Ion | Dreiprotonige Säure |

Ampholyte

- Definiere den Begriff „Ampholyt“!
- Beschreibe die Besonderheit im Molekülbau eines Ampholyten!
- Ampholyte sind in der Lage, sowohl als Protonendonator, wie auch als Protonenakzeptor zu reagieren (je nach Reaktionspartner).
- Ampholyt-Moleküle besitzen
 - mindestens ein freies Elektronenpaar
 - mindestens ein polar gebundenes Wasserstoff-Atom

Neutralisation

- Nenne Kennzeichen von *Neutralisationen* bzw. *Neutralisationsreaktion*!
- Formuliere die Reaktionsgleichungen folgender Neutralisationsreaktionen! Benenne auch das jeweils entstehende Salz!
 - Salzsäure mit Natronlauge
 - Calciumhydroxid-Lösung ($\text{Ca}(\text{OH})_2$ (aq)) mit Phosphorsäure

- Neutralisation bzw. Neutralisationsreaktion:
 - Reaktion einer sauren Lösung mit einer basischen Lösung
 - Es entsteht Wasser und ein Salz
 - Die Reaktion ist exotherm („Neutralisationswärme“)
- Reaktionsgleichungen von Neutralisationsreaktionen:
 - $\text{HCl (aq)} + \text{NaOH (aq)} \rightarrow \text{H}_2\text{O (l)} + \text{NaCl (aq)}$
Natriumchlorid
 - $3 \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ (aq)} + 2 \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ (aq)} \rightarrow 6 \text{H}_2\text{O (l)} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ (aq)}$
Calciumphosphat

Stoffmengenkonzentration c

- Definiere die *Stoffmengenkonzentration c* !

- Die Stoffmengenkonzentration c eines Stoffes X beschreibt die Stoffmenge dieses Stoffes X im Volumen der Lösung.

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

Neutralisationstirration

Versuchsdurchführung

- Erkläre den Zweck von Neutralisationstirrationen!
- Erkläre unter Mitverwendung einer Skizze die experimentelle Durchführung einer Neutralisationstirration!

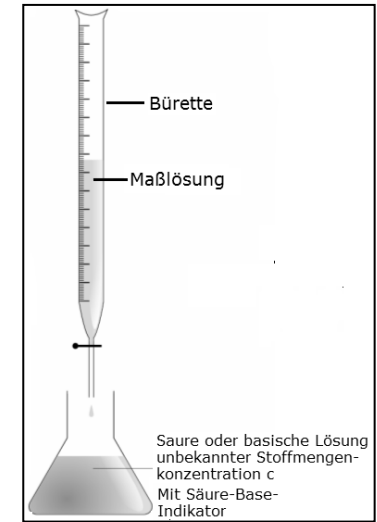
Neutralisationstirration

Berechnungen

Beispiel

- Bei der Tirration einer Ammoniak-Lösung ($V(\text{NH}_3(\text{aq})) = 0,30 \text{ L}$) unbekannter Stoffmengenkonzentration werden 15 Milliliter Salzsäure der Konzentration $c(\text{HCl}(\text{aq})) = 0,11 \text{ mol/L}$ verbraucht. Berechne die Stoffmengenkonzentration c der Ammoniak-Lösung!

- Neutralisationstirrationen werden durchgeführt, um die Stoffmengenkonzentration von sauren bzw. basischen Lösungen zu ermitteln.



- Bürette wird mit der Maßlösung (Lösung bekannter Stoffmengenkonzentration c) befüllt.
- Anfangsvolumen ablesen und notieren.
- Hahn öffnen und tropfenweise Maßlösung zur sauren oder basischen Lösung (Volumen bekannt) im Titrierkolben laufen lassen
- Hahn schließen, wenn der Säure-Base-Indikator „umschlägt“, d. h. seine Farbe ändert. Der Neutralpunkt ist erreicht.
- Füllstand in der Bürette ablesen und notiert. Die Differenz des Anfangsvolumens zum Endvolumen entspricht dem Volumen an verbrauchter Maßlösung.

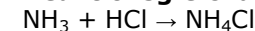
- Geg: $V(\text{NH}_3(\text{aq})) = 0,30 \text{ L}$; $V(\text{HCl}(\text{aq})) = 0,015 \text{ L}$; $c(\text{HCl}(\text{aq})) = 0,11 \text{ mol/L}$
Ges: $c(\text{NH}_3(\text{aq}))$

Lsg:

I) Stoffmenge verbrauchte Maßlösung berechnen:

$$n(\text{HCl}) = c(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = 0,11 \text{ mol/L} \cdot 0,015 \text{ L} = \underline{0,00165 \text{ mol}}$$

II) Reaktionsgleichung aufstellen:



III) Stoffmenge der untersuchten Lösung berechnen:

$$n(\text{NH}_3) = 1 \cdot n(\text{HCl}) = \underline{0,00165 \text{ mol}}$$

IV) Stoffmengenkonzentration der gesuchten Lösung berechnen:

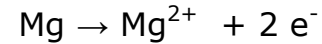
$$c(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) / V(\text{NH}_3) = 0,00165 \text{ mol} / 0,03 \text{ L} = \underline{0,55 \text{ mol/L}}$$

Antwort: Die Konzentration der Ammoniak-Lösung beträgt $0,55 \text{ mol/L}$.

Oxidation

- Erkläre am Beispiel Mg / Mg²⁺, was man unter einer Oxidation versteht!

- Die **Oxidation** ist eine Teilreaktion, bei der es zur **Elektronenabgabe** kommt



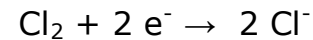
Hier geben Magnesiumatome je zwei Elektronen aus ihrer Atomhülle ab. Es entstehen Magnesium-Ionen.

Eine Oxidation kann nur stattfinden, wenn gleichzeitig ein anderes Teilchen vorhanden ist, das die Elektronen aufnehmen kann.

Reduktion

- Erkläre am Beispiel Cl₂ / Cl⁻, was man unter einer Reduktion versteht!

- Die **Reduktion** ist eine Teilreaktion, bei der es zur **Elektronenaufnahme** kommt



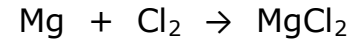
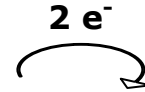
Hier nehmen zwei Chloratome eines Chlormoleküls je ein Elektron auf. Es entstehen zwei Chlorid-Ionen.

Eine Reduktion kann nur stattfinden, wenn gleichzeitig ein anderes Teilchen vorhanden ist, das Elektronen abgeben kann..

Redoxreaktion

- Erkläre am Beispiel der Reaktion von Magnesium mit Chlor, was man unter einer Redoxreaktion versteht!
- Definiere die Begriffe *Oxidationsmittel* und *Reduktionsmittel*!

- Bei einer **Redoxreaktion** kommt es dadurch zum **Elektronenübergang**, dass gleichzeitig Reduktion und Oxidation stattfinden.



Magnesiumatome geben Elektronen an Chloratome ab. Magnesium wird oxidiert, Chlor wird reduziert.

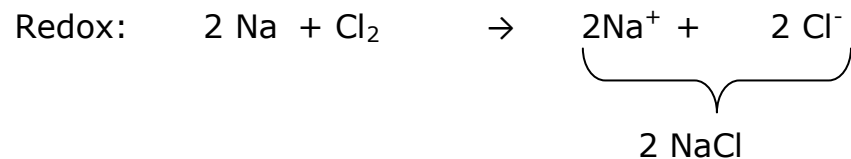
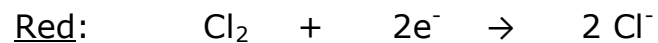
- Reduktionsmittel: Gibt Elektronen ab (hier: Magnesium)
- Oxidationsmittel: Nimmt Elektronen auf (hier: Chlor)

Redoxreaktionen

Teilgleichungen / Gesamtgleichung

- Formuliere die Teilgleichungen und die Gesamtgleichung für die Reaktion von Natrium mit Chlor!

Gleiche Anzahl aufgenommener und abgegebener Elektronen herstellen



Oxidationszahlen

- Nenne den Zweck von Oxidationszahlen!
- Führe die wichtigsten Regeln für das Ermitteln und Formulieren von Oxidationszahlen auf!

- Oxidationszahlen (OZ) sind ein Hilfsmittel für das Aufstellen komplexer Redoxreaktionen.
- OZ werden mit römischen Ziffern über dem jeweiligen Elementsymbol angegeben.

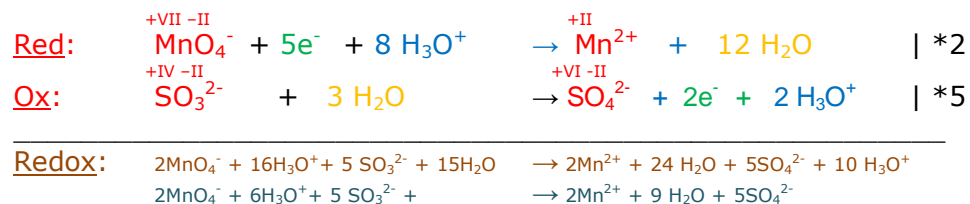
| | Oxidationszahl | Beispiel | | |
|-----------------------------|--|-------------------------------|--|-----------------|
| Elementare Stoffe | 0 | 0 | 0 | 0 |
| | | H ₂ | Fe | S |
| Einatomige Ionen | Entspricht der Ionenladung | +II | -I | +I |
| | | Fe ²⁺ | Cl ⁻ | Na ⁺ |
| Wasserstoff in Verbindungen | +I | +I | +I | +I |
| | | H ₂ O | HCl | NH ₃ |
| Sauerstoff in Verbindungen | -II (Ausnahme z. B. H ₂ O ₂ : -I) | -II | -II | -II |
| | | H ₂ O | SO ₂ | NO ₂ |
| Moleküle | Die Summe der Oxidationszahlen ergibt Null | -II +I | +IV -II | |
| | | NH ₃ | SO ₂ | |
| Molekül-Ionen | Die Summe der Oxidationszahlen entspricht der Ionenladung | +VII -II | +VI -II | |
| | | MnO ₄ ⁻ | Cr ₂ O ₇ ²⁻ | |

Komplexe Redoxreaktionen

- Führe die Regeln für das Aufstellen komplexer Redoxreaktionen auf!

(Beispiel: Reaktion von MnO₄⁻ mit SO₃²⁻ zu Mn²⁺ und SO₄²⁻ im sauren Milieu)

1. Edukte und Produkte der Teilgleichungen mit Oxidationszahlen notieren (Erhöhung der OZ: Oxidation; Erniedrigung der OZ: Reduktion)
2. Oxidationszahlen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit e⁻
3. Ladungen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit H₃O⁺ (saurer Milieu) oder OH⁻ (basisches Milieu)
4. Anzahl an Sauerstoff- und Wasserstoffatomen innerhalb der Teilgleichungen ausgleichen mit „H₂O“
5. Elektronenzahl der beiden Teilgleichungen mit geeigneten Faktoren ausgleichen
6. Gesamtgleichung notieren
7. Gegebenenfalls gekürzte Gesamtgleichung formulieren



Stromerzeugung

- Beschreibe galvanische Apparaturen, durch die man mit Hilfe von Redoxreaktionen in der Lage ist, Strom zu erzeugen!

Elektrolyse

- Erkläre das Funktionsprinzip von Elektrolyse-Apparaturen!

- 1. Batterien:
Nicht wieder aufladbare Apparaturen zur Stromerzeugung (Trockenbatterien/ Knopfzellen: z. B. Zink-Alkali-Batterie)
 2. Akkumulatoren:
Wieder aufladbare Apparaturen zur Stromerzeugung (z.B. Lithium-Ionen-Akku, Blei-Akku)
 3. Brennstoffzellen:
Kontinuierliche Zuleitung eines Brennstoffs (z. B. Wasserstoff, Methanol) und eines Oxidationsmittels (z.B. Sauerstoff).

- An Elektroden, die in ein Elektrolysebad (Lösung eines Salzes in Wasser oder geschmolzenes Salz) eintauchen, wird Gleichspannung angelegt.

An der Kathode (Minus-Pol) werden die Kationen reduziert, an der Anode (Plus-Pol) werden die Anionen oxidiert.