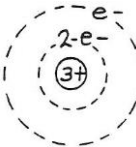
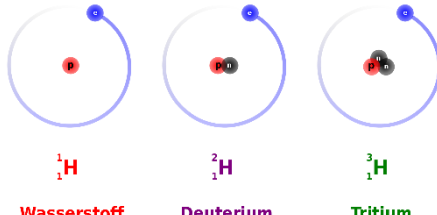
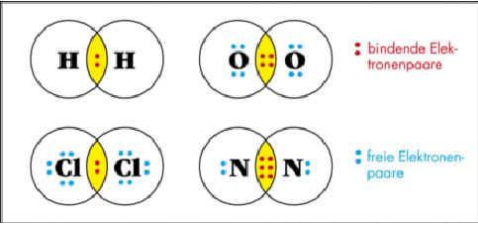


1 Atombau, Periodensystem der Elemente, Berechnungen

Atome	kleine Teilchen, Kern	
Atombau	Protonen (+) , Elektronen (-) und Neutronen (Masse)	
Bohrmodell	$2n^2$ theoretische Anzahl Elektronen auf den Schalen $2 \cdot 1^2 = 2$ $2 \cdot 2^2 = 8$ $2 \cdot 3^2 = 18$	<p>Massenzahl = Protonen + Neutronen 23</p>  <p>Na 11 Ordnungszahl = Protonenzahl</p>
Elemente	<p>$_{11}\text{Na}$ (Ordnungszahl 11 = Protonenzahl)</p>	 <p>^1_1H ^2_1H ^3_1H Wasserstoff Deuterium Tritium</p>
PSE	Elemente werden nach steigender Ordnungszahl und mit zunehmender Masse sortiert.	
Elektro-negativität	„Anziehungskraft“ auf Bindungselektronen (dimensionslose Zahl)	
Elektronen-affinität	Energie, welche frei wird, wenn Elektronen aufgenommen werden.	
Metalle	Gruppe 1-13	Metalle und Nichtmetalle können unterschiedliche Erscheinungsformen (Modifikationen) aufweisen. Bei unterschiedlichen Modifikationen eines festen <u>Elements</u> spricht man von verschiedenen <u>Allotropen</u> und bei festen <u>Verbindungen</u> mit unterschiedlichen Kristallformen von <u>Polymorphen</u> (→ Polymorphie). z.B. Allotrope des Phosphors (ein Auszug): $\text{P}_{\text{weiß}}$, P_{rot} , $\text{P}_{\text{violett}}$, $\text{P}_{\text{schwarz}}$ Metalle neigen dazu Elektronen abzugeben, Nichtmetalle hingegen, diese aufzunehmen. Dies ergibt sich aus der Oktettregel . Atome geben Elektronen ab oder nehmen diese auf, bzw. die Oxidationszahl (Wertigkeit) verändert sich, um das Oktett zu erreichen. Daraus folgt, dass folgende Elemente zweiatomig, als Molekül vorkommen: Wasserstoff (H_2) $\text{H}-\text{H}$ Stickstoff (N_2) $\text{N} \equiv \text{N}$
Nichtmetalle + Halbmetalle	Gruppe 14-18	
		

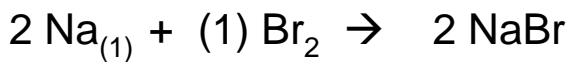
1.1 Die chemische Reaktion

Bestreben von Elementen, Bindungen einzugehen. Z.B. Bildung von Ionen (Wir betrachten nur Valenzelektronen und Atome).

Natrium + Chlor → Natriumion + Chloridion (im Verbund (Kristallgitter) = Natriumchlorid)

Kalium + Brom → Kaliumbromid

1.2 Aufstellen einer einfachen Reaktionsgleichung



Dem Anschein nach, reagieren 2 Atome Natrium mit einem Molekül Brom. Die Oxidationszahlen geben das Atomzahlenverhältnis in den Edukten als auch den Produkten vor. In dieser Reaktionsgleichung stimmt die Anzahl der eingesetzten und hervorgehenden „Teilchen“ (→ Stöchiometrie) überein. Ebenso verhält es sich mit der Ladungsbilanz (Summe der Ladungen der Edukte entspricht der Ladung der Produkte).

Ladungsbilanz Edukte: $2 * 0 + 1 * 0 = 0$

Ladungsbilanz Produkte: $2 * (-1 + 1) = 0$

Die daraus folgende Fragestellung lautet: Reagieren wirklich nur zwei Atome mit einem Molekül?
Antwort: Nein.

Da Atommassen sehr gering sind, betrachten Chemiker diese in größerer Anzahl. Es handelt sich dabei um genau $6,022 * 10^{23}$ Teilchen bzw. Atome, was genau 22,989770 Gramm entspricht. Diese Zahl ($6,022 * 10^{23}$) ist definiert als 1 mol (SI-Basiseinheit der Stoffmenge).

$M_{\text{Na}} = 22,989770 \text{g} \triangleq 1 \text{ mol} \triangleq 6,022 * 10^{23}$ Teilchen

M_{Na} = molare Masse von Natrium

2 Mol Natrium $\triangleq 2 * (6,022 * 10^{23})$ Teilchen $\triangleq 2 * 22,989770 \text{ g}$

Ein praktisches Beispiel:

Für ein Experiment benötigen die Schülerinnen und Schüler ein Stück Natrium. Sie würden ein Stück Natrium von einer Stange abschneiden und dieses Stück abwiegen. Die abgewogene Masse wäre vermutlich im Grammbereich. Folglich könnten sie ausrechnen, wie viele Atome diese Menge Natrium enthält.

Arbeitsschritte:

1. Natriumstange aus der Vorratsflasche (mit Petroleum) nehmen und ein Stück abschneiden.
2. Behandlung mit Petrolether (Benzin), um Rückstände des Petroleums zu entfernen.
3. Uhrglas auf Wägeschale der Waage legen, diese tarieren und wieder herunternehmen.
4. Natriumstück auf das Uhrglas legen.
5. Uhrglas auf die Wägeschale der tarierten Wage stellen.
6. Messergebnis ablesen.

Rechenweg:

$m = 0,4 \text{ g} = 400 \text{ mg}$

$22,989770 \text{ g} \triangleq 1 \text{ mol} \triangleq 6,022 * 10^{23}$ Teilchen

$0,4 \text{ g} \triangleq (0,4 \text{ g} * 6,022 * 10^{23}) / 22,989770 \text{ g}$

2 Oxidationszahlen ermitteln, Reaktionsgleichungen aufstellen & Reaktionsprinzipien anwenden

Die Elemente der ersten Gruppe im Periodensystem, die Alkalimetalle beinhaltend, weisen ein Außenelektron auf. Folglich sind folgende Oxidationsstufen anzunehmen: $\rightarrow =0,+1$

Li in LiCl

Na in NaCl

K in KCl

Ba in BaCl₂

C in CO₂

Si in SiO₂

Aber: C kann auch eine negative Oxidationszahl aufweisen:

Anschließend können beliebig viele Reaktionsgleichungen aufgestellt werden:

Metall + Nichtmetall

Metall + Sauerstoff \rightarrow Metalloxid

z.B.: $4 \text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Li}_2\text{O}$

Lithium + $\text{O}_2 \rightarrow$ Lithiumoxid

noch genauer:

Übersicht chemischer Reaktionen in der Anorganik

Metall + Metall (Legierungen)	Metall + Nichtmetall	Nichtmetall + Nichtmetall
<p>Cu + Zn → Messing Cu + Sn → Bronze Hg + Cu → Amalgam</p>	<p>Metall + Sauerstoff → Metalloxid z.B.: $4 \text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Li}_2\text{O}$</p> <p>Metall + Schwefel → Metallsulfid z.B.: $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$</p> <p>Metall + Kohlenstoff → Metallcarbide z.B.: $\text{Ca} + 2 \text{C} \rightarrow \text{CaC}_2$ (reell: $\text{CaO} + 3 \text{C} \rightarrow \text{CaC}_2 + \text{CO}$) $4 \text{Al} + 3 \text{C} \rightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$ $3 \text{Fe} + \text{C} \rightarrow \text{Fe}_3\text{C}$ (Eisencarbid/Stahl)</p> <p>Metall + Wasserstoff → Metallhydrid z.B.: $2 \text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{LiH}$ $\text{Li} + \text{Al} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{LiAlH}_4$ (reell: $4 \text{LiH} + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{LiAlH}_4 + 3 \text{LiCl}$)</p> <p>Metall + Stickstoff → Metallnitrid z.B.: $3 \text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$ $6 \text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2 \text{Li}_3\text{N}$</p> <p>Metall + Phosphor → Metallphosphid z.B.: $3 \text{Na} + \text{P} \rightarrow \text{Na}_3\text{P}$</p> <p>Metall + Halogen → Metallhalogenid z.B.: $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$ $2 \text{Al} + 3 \text{Br}_2 \rightarrow 2 \text{AlBr}_3$</p>	<p>$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}_2 + \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$ $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$ $4 \text{P} + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5$ $\text{P}_4 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{P}_2\text{O}_5$ $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}$ $\text{N}_2 + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$ $\text{C} + 2 \text{S} \rightarrow \text{CS}_2$ $\text{Cl}_2 + 2 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ClO}_2$</p>

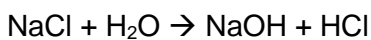
3 Bildung von Verbindungen mit mehr als zwei Elementen; Reaktionsprinzipien; Säuren und Basen; „Stoffchemie“

3.1 Reaktionsprinzipien in der Anorganischen Chemie

- siehe Zettel „Reaktionsprinzipien“

Die Hydrolyse

Die Hydrolyse ist die Umkehrung der Neutralisation. Salze hydrolysieren unterschiedlich gut in wässriger Lösung. Das NaCl bildet in wässriger Lösung kein HCl und NaOH, dies ist nur eine theoretische Betrachtung.

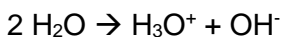
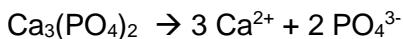


Hingegen bilden z.B. folgende Salze in Wasser saure Lösungen: AlCl_3 , NH_4HSO_4 , ZnCl_2

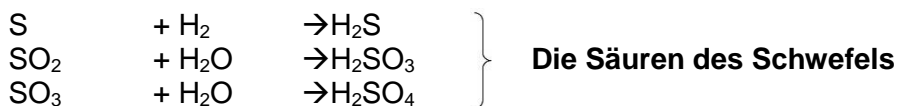
Dissoziation: Zerfall in Ionen, z.B. $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Elektrolyse: Spaltung unter Energiezufuhr, z.B. $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2$

Weitere formale Dissoziationen:



3.2 Säuren und Basen



H ₂ S	Schwefelwasserstoff	S ²⁻	Sulfide
H ₂ SO ₃	Schwefelige Säure	SO ₃ ²⁻	Sulfite
H ₂ SO ₄	Schwefelsäure	SO ₄ ²⁻	Sulfate

Weitere Säuren:

HCl	Chlorwasserstoffgas	$H^+ + Cl^-$	Chloride
HNO ₃	Salpetersäure	$H^+ + NO_3^-$	Nitrate
H ₂ SO ₃	Schwefelige Säure	$2 H^+ + SO_3^{2-}$	Sulfite
H ₂ SO ₄	Schwefelsäure	$2 H^+ + SO_4^{2-}$	Sulfate
H ₂ CO ₃	Kohlensäure	$2 H^+ + CO_3^{2-}$	Carbonate
H ₃ PO ₄	Phosphorsäure	$3 H^+ + PO_4^{3-}$	Phosphate

-I	HCl (als H ⁺ Cl ⁻)	Salzsäure	Chloride
+I	HClO	Hypochlorige Säure	Hypochlorite
+III	HClO ₂	Chlorige Säure	Chlorite
+V	HClO ₃	Chlorsäure	Chlorate
+VII	HClO ₄	Perchlorsäure	Perchlorate

Laugen (Basen sind die entsprechenden Hydroxide, wenn in fester Form existent)

NaOH	Natronlauge	Mg(OH) ₂	Magnesiumlauge
KOH	Kalilauge	Fe(OH) ₂	Eisenlauge
LiOH	Lithiumlauge	Al(OH) ₃	Aluminiumlauge
NH ₄ OH	Ammoniumlauge		
Ca(OH) ₂	Calciumlauge (Kalklauge)		

Säuren



Arrhenius: Säuren geben Protonen ab.

Brönsted: Säuren sind Protonendonatoren.

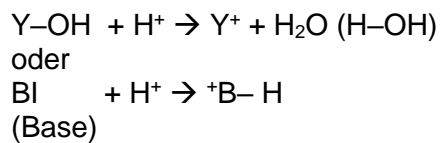


Basen

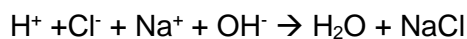


Basen geben Hydroxidionen ab.

Basen sind Protonenakzeptoren.



Erklärung der Neutralisation



3.3 Der pH-Wert

Beispielaufgabe:

0,001 mol HCl-Gas werden vollständig in 1 L Wasser gelöst. Ermittle die Anzahl der Protonen in 1 L H₂O und gebe diese in Form des pH-Wertes (pondus Hydrogenii, bzw. die Wasserstoffionenaktivität) an!

$$c = 0,001 \text{ mol/L}$$

$$\text{pH} = -\log_{10} (c (\text{H}_3\text{O}^+) \cdot \text{L/mol})$$

$$\text{pH} = -\log_{10} (c (0,001 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot \text{L/mol})$$

$$\text{pH} = 3$$

$$\text{mit pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 3 = 11$$

und

$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-\text{pH}} \text{ mol/L}$	$c(\text{OH}^-) = 10^{-\text{pOH}} \text{ mol/L}$
$c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ mol/L}$	$c(\text{OH}^-) = 10^{-11} \text{ mol/L}$

Für schwache Säuren und Basen werden Säurestärke (pK_s) und Basenstärke (pK_b) angegeben (**Tabellenwerke**). Für die Berechnung werden folgende mathematische Beziehungen verwendet:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_s - \log_{10} (c (\text{H}_3\text{O}^+) \text{ L/mol}))$$

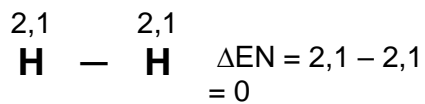
$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_s - \log_{10} (c (\text{H}_3\text{O}^+) \text{ L/mol}))$$

Beispiel: Essigsäure

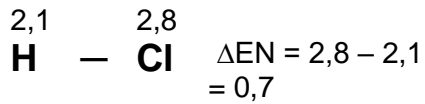
$$c = 0,1 \text{ mol/L}, \text{pK}_s = 4,75$$

$$\text{pH} = \frac{1}{2} * (4,75 - \log_{10} (c (0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}))) = \frac{1}{2} (4,75 + 1) = 2,87$$

4 Die chemische Bindung



→ homöopolare Atombindung
Keine Polaritäten durch gleiche Ladungsverteilung



→ heteropolare Atombindung.
Atombindung durch ungleiche Ladungsverteilung

Chlorwasserstoff ist polar und somit wasserlöslich (hydrophil).

Elektronegativitätsdifferenzen

Atombindung = Kovalente Bindung

homöopolar = unpolar

heteropolar = Dipol-Polarität

Ionenbindung

zwischen geladenen Teilchen (Ionen)

elektrostatische Kräfte (Coulomb-Kräfte)

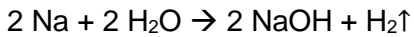
Metallbindung

Koordinationsbindung (Komplexchemie)

	Ionenbindung	Atombindung heteropolar	Atombindung homöopolar	Metallbindung	Koordinationsbindung
Prinzip	Elektronenübergang bei chem. Rkt. (z.B. Ionenbildung)	Gemeinsame, aber ungleich-starke Nutzung von Elektronen (Ladungsverschiebung)	gemeinsame Nutzung von Elektronen, zu gleichen Teilen	freie Valenzelektronen halten positive Atomrümpfe zusammen	existierende Bindungen gehen weitere Bindungen ein
EN-D	$\geq 1,5$	0,5–1,4	0,0–0,4	Nur Metalle als Reinelemente oder Legierungen	
Beispiele	z.B. Salze	z.B. H ₂ O, wasserlösliche Gase wie NH ₃ , polare organische Stoffe (z.B. Zucker und Alkohol)	a) Molekulare Gase: H ₂ , O ₂ , N ₂ , Cl ₂ b) Kohlenwasserstoffe: CH ₄ c) Andere wasserunlösliche Stoffe mit EN-Diff. $\geq 0,4$ d) Modifikationen des Kohlenstoffes: Ruß, Graphit, Diamant		STUDIUM!
Eigenschaften	a) wasserlöslich (hydrophil) b) sie dissoziieren z.B. NaCl \rightarrow Na ⁺ + Cl ⁻ sind elektrisch leitend: Leiter 2. Ordn. = Ionenleiter c) hohe Schmelz- und Siedepunkte z.B. NaCl: 860°C <u>Begründung:</u> Zwischen den Kationen und Anionen im Ionenkristall herrschen starke Coulombkräfte = elektrostatische Anziehung d) hygroskopisch	a) wasserlöslich (hydrophil) b) fettunlöslich (lipophob) c) mittlere Siede- und Schmelzpunkte häufig gasförmig oder mit H ₂ O mischbare Flüssigkeiten oder mit H ₂ O lösliche Feststoffe ohne Dissoziation Dipol \rightarrow Ablenkung durch geladenen Plastikstab	a) wasserunlöslich (hydrophob) b) fettlöslich (lipophil) c) niedrige Siede- und Schmelzpunkte, da keine elektrostatische Anziehung; van der Waals Kräfte d) häufig gasförmig oder Flüssigkeiten mit hohem Dampfdruck (riechend, verdunstend) e) auch organische Feststoffe (Paraffin, Wachs) mit niedrigem Schmelzpunkt (Kerzen).	a) Elektronengas b) Gute elektrische Leitfähigkeit c) Gute Wärmeleitfähigkeit	

5 Redoxreaktionen

Änderung der Oxidationszahl in einer Reaktion; z.B.:



$2 \text{Na} \rightarrow 2 \text{Na}^+ + 2 \text{e}^-$	Ox	RM (Na ist das Reduktionsmittel.)
$2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	Red	OM (Die Protonen sind formal das Oxidationsmittel.)

H_3O^+	$2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2$	Red / OM
S_8	$\text{S}_8 + 8 \text{O}_2 \rightarrow 8 \text{SO}_2$ Ox / RM; $\text{S}_8 + 8 \text{H}_2 \rightarrow 8 \text{H}_2\text{S}$	Red / OM
SO_3^{2-}	$\text{SO}_3^{2-} + 6 \text{H}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow \text{S} + 3 \text{H}_2\text{O}$	Red / OM

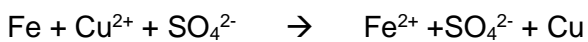
Hierbei stellt sich die Frage, welche Produkte bei einer Redoxreaktion entstehen können.

Dazu hilft der Blick in die → elektrochemische Spannungsreihe
(edle und unedle Metalle + edle und unedle Spezies)

z.B. Na ist unedler als Cu, deshalb:



Eisennagel in einer wässrigen Kupfer(II)-sulfatlösung:



6 Berechnungen Teil II

Die Angabe des Gehalts von Lösungen erfolgt mithilfe von folgenden Größen:

1. Masse (m_i)
2. Volumen (v_i)
3. Stoffmenge (n_i)

Die Angabe des Anteils erfolgt in:

1. Prozent (%)
2. Promille (‰)
3. parts per million (ppm)

(siehe auch Handreichung)

Beispiele für Umrechnungen:

Den Gehalt in % (Masse) in die Stoffmengenkonzentration c (mol/L) umrechnen:

Gegeben: H_2SO_4 , $\omega = 17,45 \%$

Gesucht: Stoffmengenkonzentration

$$\omega (\%) = \frac{c \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right) * M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}{\rho \left(\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right) * 10} \quad \rightarrow \quad c (\text{mol/L}) = \frac{\omega (\%) * \rho \left(\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right) * 10}{M \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

$$c (\text{mol/L}) = \frac{17,45 \% * 1,123 \left(\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right) * 10}{98,99 \left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = 2 \text{ mol/L}$$

Eine Lösung herstellen:

Gegeben: BaCl_2 , Wasser, Lösungsmenge ($m = 100 \text{ g}$)

Gesucht: $\omega = 2 \%$ herstellen

$$\omega = \frac{2 \text{ g}}{2 \text{ g} + 98 \text{ g}} = 2 \%$$

Lösung: 2 g Bariumchlorid werden in 98 g Wasser gelöst.

Verdünnen von Salpetersäure:

Gegeben: HNO_3 , $\omega = 65\%$; Wasser (0% H_2O)

Gesucht: Verdünnung auf $\omega = 12\%$

Verwendung des Mischungskreuzes !

HNO_3 65 %: 12 – 0 = 12 Teile HNO_3

H_2O 0 %: 65 – 12 = 53 Teile H_2O

Lösung: 53 Teile Wasser werden vorgelegt und vorsichtig mit 12 Teilen 65 % iger Salpetersäure

durch Zugabe vermischt. Die Mengen sind als Anteil zu verstehen. Das

Mischungsverhältnis beträgt somit 53:12 bzw. 4,416:1 der vorgegebenen Lösungen.

Eine molare Lösung erstellen:

Bsp. A:

Gegeben: NaOH (Feststoff)

Gesucht: $m_{(\text{NaOH})}$ zum Herstellen einer Lösung mit $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

$$c \left(\frac{\text{mol}}{\text{L}} \right) = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}} = \frac{1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L (NaOH + Wasser)}}$$

Lösung: 1 mol NaOH entspricht einer Masse (m) von 40 g NaOH , welches in Wasser gelöst wird. Der 1 L Messkolben wird nach Abkühlen der Flüssigkeit (exothermer Lösungsvorgang) bis zum Eichstrich mit Wasser befüllt.

Bsp. B:

Salzsäure mit $c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$

Gegeben: $M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ (Gas)

Gesucht: m (HCl), welches in 1 L H_2O gelöst wird.

Lösung: $m = 36,5 \text{ g}$

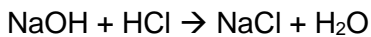
Bsp. C:

Eine äquimolare Säurelösung ($c = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$) von H_2SO_4 entsteht aus:

$$m = \frac{98 \text{ g}}{2} = 49 \text{ g Schwefelsäure } (\omega = 100\%) \text{ zu 1 L Wasser lösen}$$

Acidimetrie

Bsp. A:



Es gilt:

$$c_1 \cdot V_1 = c_2 \cdot V_2$$

$$c(\text{NaOH}) = ?$$

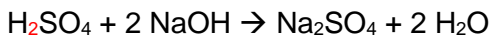
$$c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$V_{\text{NaOH}} = 10 \text{ mL (0,01 L)}$$

$$V_{\text{HCL}} = 20 \text{ mL (0,02 L)}$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{1 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,02 \text{ L}}{0,01 \text{ L}} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Bsp. B:



$$c_1 = x \text{ (Schwefelsäure)}$$

$$c_2 = 2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \text{ (Natronlauge)}$$

$$V_1 = 10 \text{ mL}$$

$$V_2 = 20 \text{ mL}$$

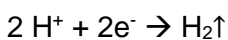
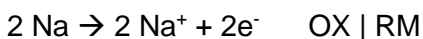
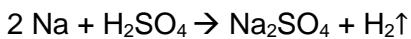
$$c_1 = \frac{c_2 \cdot V_2}{V_1} = \frac{2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 0,02 \text{ L}}{0,01 \text{ L}} = 4 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

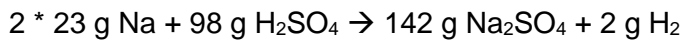
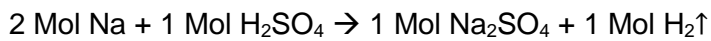
4 mol/L : Wertigkeit $\rightarrow 4 / 2 = 2 \text{ mol/L}$ (Stoffmengenkonzentration der Schwefelsäure)

Stöchiometrie

Bsp. A:

10 g Natrium reagieren mit konzentrierter Schwefelsäure. Gesucht ist hierbei die Menge an entstehendem Gas.





$$46 \text{ g Na} \triangleq 2 \text{ g H}_2$$

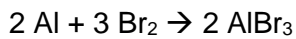
Also: $46 \text{ g Na} \triangleq 22,4 \text{ L H}_2$ (**1 Mol eines Gases entspricht dem Volumen 22,4 L**)

$$10 \text{ g Na} \triangleq (10 \text{ g} * 22,4 \text{ L}) / 46 \text{ g}$$

$$10 \text{ g Na} \triangleq 22,4 \text{ L} / 46 \text{ g}$$

Bsp. B:

50 g Al reagieren mit Brom. Gesucht ist hierbei die Menge an entstehendem Salz.



$$2 \text{ Mol Al} \triangleq 2 \text{ Mol Salz}$$

$$2 * M_{\text{Al}} \triangleq 2 * M_{\text{AlBr}_3}$$

$$2 * 26,982 \text{ g} \triangleq 2 * 266,682 \text{ g}$$

$$50 \text{ g} \triangleq (50 \text{ g} * (2 * 266,682 \text{ g}) / (2 * 2 * 26,982 \text{ g})) = 494,19 \text{ g}$$

7 Schreibweisen in der Chemie

Reaktionspfeile

- 1) Hin- und Rückreaktionen
- 2) Konventioneller Pfeil
- 3) Gleichgewichts-Reaktion
- 4) Mesomeriepfeil

a) Eine einzelne Pfeilspitze des Reaktionspfeils entspricht einem Elektron; zwei Pfeilspitzen entsprechen folglich zwei Elektronen.

b) Photodissoziation, Entstehung von Radikalen

c) Nebelbildung HCl-Flasche (Der Pfeil geht von der elektronenreicheren Stelle aus)

d) Jede quantitative naturwissenschaftliche Größe A wird als mathematisches Produkt aus einem Zahlenwert {A} und aus einer Einheit [A] aufgefasst.

z.B.: $m = 91 \text{ kg}$

$$A = \{A\} * [A]$$

A Größe (z.B. m)
{A} Zahlenwert (z.B. 0,1)
[A] Einheit (z.B. kg)

Größe = Zahlenwert * Einheit

Achtung, es gilt zu unterscheiden:

Quantitative Größen (Zahlenwert & Einheit) versus Zahlenwert (keine Einheit)

e) Mathematische Symbole (ein Auszug)

gleich	=
identisch, gleich	≡
ungleich	≠
kleiner oder gleich	≤
proportional	~
annähernd gleich	≈
Delta (Differenz)	Δ
Prozent	(10 ⁻²) %
Promille	(10 ⁻³) ‰

Hinweis zur Benutzung:

Diese Zusammenstellung ist unvollständig und lediglich eine Hilfsmöglichkeit für die Vorlesung im Rahmen eines Vorkurses zur Schulchemie. Zusätzliche Tafelanschriften und das Gesagte ergänzen diese Zusammenstellung! Somit kann dieses Schriftstück nicht wie eine Handreichung oder ein Skript angesehen und genutzt werden!

Bildquellen:

Seite 1:

Isotope des Wasserstoffes aus:

https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Hydrogen_Deuterium_Tritium_Nuclei_Schematic-de.svg
(letzter Zugriff: 11.09.2019)

Bindungsmodelle molekulare Gase:

file:///C:/Users/suver746/AppData/Local/Temp/chemische_bindungsarten-1.pdf (letzter Zugriff: 11.09.2019)