

Grundwissen Chemie 9_{NTG}

Albert-Einstein-Gymnasium München
Fachschaft Chemie 2016

Wichtiger Hinweis:

Die Grundwissenskarten ersetzen nicht das durch die jeweilige Lehrkraft in den Hefteinträgen markierte Grundwissen. Sie dienen lediglich der Übung und der Wiederholung.

Wie lerne ich mit dem Grundwissenskatalog?

Variante 1: Lernen mit Grundwissenskarten

- Druck die Variante 1 aus.
- Nimm das Blatt quer: Auf der linken Seite sind nun die Aufgaben und rechts die Lösungen.
- Falte das Blatt in der Mitte.
- Klebe Vorder- und Rückseite zusammen.
- Schneide dann die zwei Karten auseinander. Auf der Vorderseite stehen nun die Aufgaben und auf der Rückseite die Lösungen.
- Bearbeite nun die Aufgaben und mache dir dazu Notizen.
- Vergleiche dann deine Notizen mit den Lösungen auf der Rückseite.

Variante 2: Lernen mit dem Smartphone

- Lade die Version 2 auf dein Smartphone.
- Wähle eine Aufgabenseite aus und bearbeite diese. Mache dir dazu Notizen.
- „Blätter“ dann weiter zur nächsten Seite. Vergleiche die Lösung mit deinen Notizen.

Umgang mit Molekül-Ionen

- Vervollständige nachfolgende Tabelle:

Benennung	Summenformel	enthaltene Ionen
Bariumsulfat		
		$\text{Ag}^+ / \text{NO}_3^-$
	CaCO_3	
Natriumsulfit		
Calciumhydroxid		
		$\text{NH}_4^+ / \text{Cl}^-$
Eisen(II)-phosphat		

- **Wichtige Molekül-Ionen:**

Benennung	Summenformel	enthaltene Ionen
Bariumsulfat	BaSO_4	$\text{Ba}^{2+} / \text{SO}_4^{2-}$
Silbernitrat	AgNO_3	$\text{Ag}^+ / \text{NO}_3^-$
Calciumcarbonat	CaCO_3	$\text{Ca}^{2+} / \text{CO}_3^{2-}$
Natriumsulfit	Na_2SO_3	$2 \text{Na}^+ / \text{SO}_3^{2-}$
Calciumhydroxid	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Ca}^{2+} / 2 \text{OH}^-$
Ammoniumchlorid	NH_4Cl	$\text{NH}_4^+ / \text{Cl}^-$
Eisen(II)-phosphat	$\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$	$3 \text{Fe}^{3+} / 2 \text{PO}_4^{3-}$

Nachweisverfahren molekularer Stoffe

- Vervollständige nachfolgende Tabelle:

Nachzuweisen- der Stoff	Name des Nachweises	Durchführung	Positive Beobachtung	Reaktions- gleichung (falls möglich)
Wasserstoff				
Sauerstoff				
Kohlenstoff- dioxid				
Stärke				

- # Wichtige Nachweisverfahren molekularer Stoffe:

Nachzuweisender Stoff	Name des Nachweises	Durchführung	Positive Beobachtung	Reaktionsgleichung (falls möglich)
Wasserstoff	Knallgasprobe	Gas entzünden	Knall, Kondenswasser im Reagenzglas	$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$
Sauerstoff	Glimmspanprobe	Glimmenden Holzspan an das Gas halten	Glimmspan entzündet sich	- (Sauerstoff wird für die Verbrennung benötigt)
Kohlenstoffdioxid	Kalkwasserprobe	Gas durch Kalkwasser leiten	weiße Trübung	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Stärke	Iod-Stärke-Reaktion	Iod-Kaliumiodid-Lösung zutropfen	tiefblaue Verfärbung	- (Bildung eines blauen Iod-Stärke-Komplexes)

Ionennachweise

- Beschreibe allgemein zwei verschiedene Nachweisverfahren für Ionen und nenne je ein Beispiel!

- **Ionennachweise:**

- **Flammenfärbung:** Salzprobe wird mit dem Magnesiastäbchen in die nicht-leuchtende Flamme des Gasbrenners gehalten;
Beispiel: Na^+ -Ionen \rightarrow gelbe Flammenfärbung
- **Fällungsreaktion:** Durch Zugabe eines Nachweisreagenzes fällt das nachzuweisende Ion als schwerlösliches Salz aus.
Beispiel: Cl^- -Ionen mit Silbernitrat \rightarrow weißer Niederschlag

Stoffmenge und Stoffmengenkonzentration

- Nenne die Einheit, in der die Stoffmenge n angegeben wird und definiere diese Größe!
- Definiere den Begriff der molaren Größe „Stoffmengenkonzentration c “ und gib die allgemeine Formel zur Berechnung der Stoffmengenkonzentration c an!

- **Stoffmenge n:**

Die Einheit der Stoffmenge ist das Mol. 1 mol eines Stoffes entspricht der Anzahl von $6,022 \times 10^{23}$ Teilchen dieses Stoffes.

- **Stoffmengenkonzentration c:**

Die Stoffmengenkonzentration c gibt die Stoffmenge n eines Stoffes X im Volumen V einer bestimmten Lösung an.

$$c(X) = \frac{n(X)}{V(X)}$$

Formelsammlung Quantitative Chemie

- Vervollständige nachfolgende Tabelle!

Größe	Größensymbol	Einheit	Formeln
Atomare Masse			
Teilchenzahl			
Stoffmenge			(3 Formeln!)
Avogadrokonstante			
Molare Masse			
Molares Volumen			

- # Formelsammlung Quantitative Chemie

Größe	Größensymbol	Einheit	Formeln
Atomare Masse	m_a	u	m_a steht im PSE (Massenzahl) $m_a(A_aB_b) = a \times m_a(A) + b \times m_b(B)$
Teilchenzahl	N	-	$N(X) = n(X) \times N_A$
Stoffmenge	n	mol	$n(X) = \frac{N(X)}{N_A}$; $n(X) = \frac{m(X)}{M(X)}$; $n(G) = \frac{V(G)}{V_{mn}}$
Avogadrokonstante	N_A	$\frac{1}{mol}$	$N_A = 6,022 \times 10^{23} \frac{1}{mol}$
Molare Masse	M	$\frac{g}{mol}$	$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$
Molares Volumen	V_m	$\frac{L}{mol}$	$V_m = \frac{V(G)}{n(G)}$; $V_{mn} = 22,4 \frac{L}{mol}$ bei Normbedingungen X: beliebiger Stoff, G: Gas

Vorgehensweise bei Berechnung molarer Größen

- **Anleitung:**
 - gegebene und gesuchte Größen notieren
 - Größensymbol, dahinter in Klammern betreffenden Stoff angeben
 - allgemeine Formel aufstellen
 - danach konkrete Werte einsetzen
- **Beispielaufgabe:** Für einen Versuch wird Kohlenstoff der Stoffmenge $n(\text{C}) = 2,5 \text{ mol}$ benötigt. Berechne die Masse an Kohlenstoff ($m(\text{C})$), die man dafür abwiegen muss! (2 Nachkommastellen)

- **Lösungsweg:**

geg.: $n(\text{C}) = 2,5 \text{ mol}$

ges.: $m(\text{C})$

allgemeine Formel: $n(\text{X}) = \frac{m(\text{X})}{M(\text{X})}$

umgestellte Formel: $m(\text{C}) = n(\text{C}) \times M(\text{C})$

einsetzen: $m(\text{C}) = 2,5 \text{ mol} \times 12,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$= 30,0275 \text{ g}$

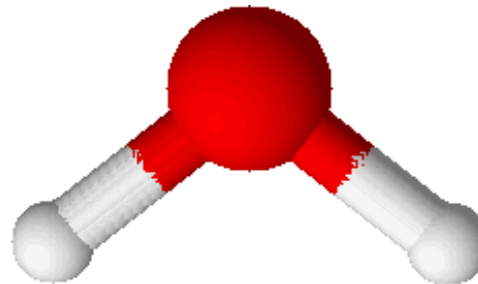
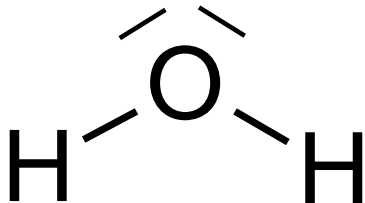
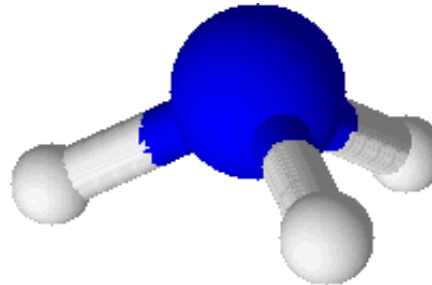
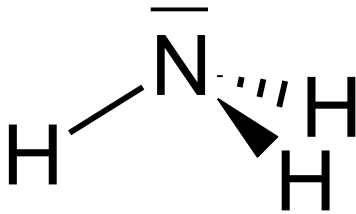
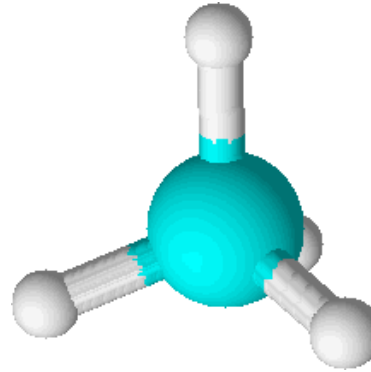
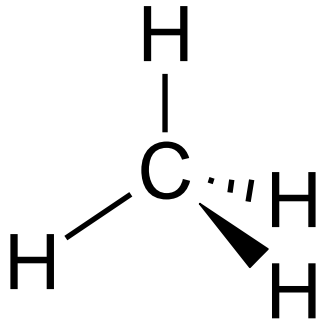
$\approx 30,03 \text{ g}$

Antwort: Für den Versuch müssen 30,03 g Kohlenstoff abgewogen werden.

Elektronenpaar-Abstoßungsmodell und Molekülgeometrie

- **Anleitung:**
 - Elektronenpaare stoßen sich ab, da sie jeweils negativ geladen sind, und ordnen sich deshalb räumlich möglichst weit voneinander entfernt an.
 - Nicht-bindende (= freie) Elektronenpaare stoßen benachbarte Elektronenpaare etwas stärker ab als bindende Elektronenpaare. In Molekülen mit nicht-bindenden Elektronenpaaren am Zentralatom sind daher die Winkel zwischen bindenden Elektronenpaaren kleiner als im regulären Tetraeder.
 - Mehrfachbindungen werden bei der Ermittlung der Molekülgeometrie wie Einfachbindungen behandelt.
- **Aufgabe:** Skizziere die nachfolgenden Moleküle in ihrer Räumlichkeit: Methan, Ammoniak, Wasser

- **Räumliche Struktur einiger Moleküle:**

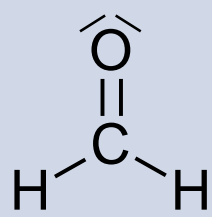
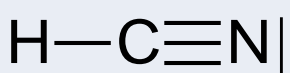
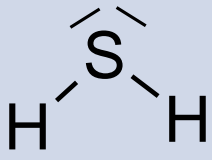
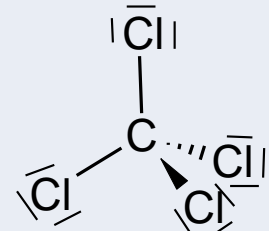


Aufgaben zur Molekülgeometrie

- Vervollständige nachfolgende Tabelle:

Name des Moleküls	Skizze der räumlichen Struktur	Benennung der Molekülgeometrie
Formaldehyd H_2CO		
Blausäure HCN		
Hydrosulfid (=Wasserstoffsulfid) H_2S		
Tetrachlormethan CCl_4		

- # Molekülgeometrie:

Name des Moleküls	Skizze der räumlichen Struktur	Benennung der Molekülgeometrie
Formaldehyd H_2CO		trigonal planar
Blausäure HCN		linear
Hydrosulfid H_2S		gewinkelt
Tetrachlormethan CCl_4		tetraedrisch

Polare Moleküle

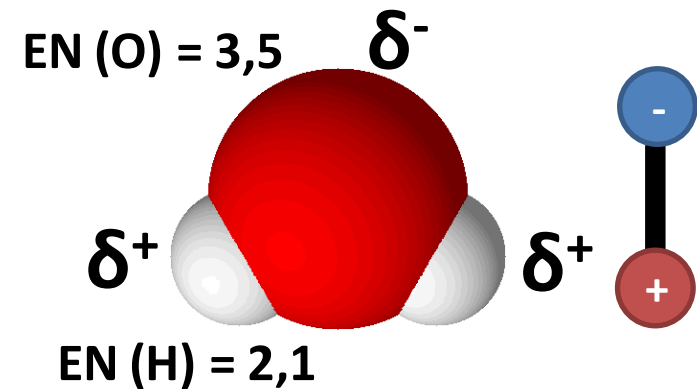
- Definiere den Begriff „Elektronegativität“!
- Beschreibe das Zustandekommen einer polaren Elektronenpaarbindung und eines Dipol-Moleküls! Nutze hierfür das Beispiel Wasser!

- **Elektronegativität:**

Die Elektronegativität ist die Fähigkeit eines Atoms, die bindenden Elektronen in seine Richtung zu ziehen.

- **Polare Elektronenpaarbindung und Dipol-Molekül**

- Ein Bindungspartner ist elektronegativer als der andere.
- Das elektronegravere Atom zieht die bindenden Elektronen an sich.
- Dadurch erhält das elektronegravere Atom eine negative Partial-ladung δ^- , der Bindungspartner eine positive Partialladung δ^+ .
- Gibt es aufgrund der Molekülgeometrie zwei verschiedene Ladungsschwerpunkte, handelt es sich um ein Dipol-Molekül.



Zwischenmolekulare Kräfte

- Gib vier Arten zwischenmolekularer Kräfte an und sortiere sie nach steigender Anziehungskraft!
- Beschreibe zu jeder zwischenmolekularen Kraft die zur Ausbildung charakteristischen Eigenschaften der Teilchen!

- Zwischenmolekulare Kräfte:**

steigende Anziehungskraft 

Van-der-Waals-Kräfte	Dipol-Dipol-Kräfte	Wasserstoff-Brücken	Ion-Dipol-Kräfte
Schwache Anziehung zwischen unpolaren Molekülen	Anziehung zwischen dem positiven Pol des einen Dipol-Moleküls und dem negativem Pol des anderen Dipol-Moleküls	Stark positiv polarisiertes Wasserstoffatom (Bindungspartner N, O, F) des einen Dipol-Moleküls wird von dem freien Elektronenpaar des elektronegativen Atoms des anderen Dipol-Moleküls angezogen	Anziehung zwischen Ionen und Dipol-Molekülen

Einfluss zwischenmolekularer Kräfte auf Stoffeigenschaften

- Erläutere den Einfluss der zwischenmolekularen Kräfte auf die Löslichkeit!
- Erläutere den Einfluss der zwischenmolekularen Kräfte auf die Siedetemperatur!

- **Einfluss auf die Löslichkeit**

Polare Stoffe lassen sich durch polare Lösungsmittel leichter lösen, unpolare Stoffe durch unpolare Lösungsmittel (*Similia similibus solvuntur*).

- **Einfluss auf die Siedetemperatur**

Je höher die molare Masse und je stärker die zwischenmolekulare Kraft, desto stärker ist die Anziehung zwischen den Teilchen, desto mehr Energie wird zur Trennung benötigt, desto höher ist die Siedetemperatur.

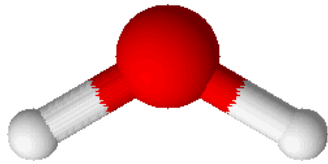
Anwendung: Einfluss zwischenmolekularer Kräfte

- Begründe auf Teilchenebene, weshalb die Siedetemperatur von Wasser bei $+100^{\circ}\text{C}$ liegt, die von Hydrogensulfid (= Wasserstoffsulfid) jedoch bei -60°C !

- **Zwischenmolekulare Kräfte und Siedetemperatur:**

Wasser

Räumliche Struktur:
gewinkelt

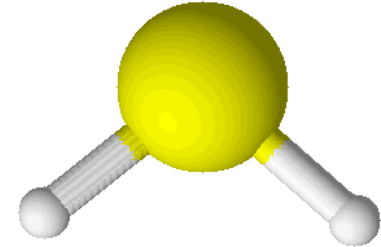


$$\Delta EN = 3,5 - 2,1 = 1,4$$

- Polare Elektronenpaarbindung
- Dipol-Molekül
- Wasserstoffbrücken
- höhere Siedetemperatur

Hydrosulfid (= Wasserstoffsulfid)

Räumliche Struktur:
gewinkelt



$$\Delta EN = 2,5 - 2,1 = 0,4$$

- Polare Elektronenpaarbindung
- Dipol-Molekül
- Dipol-Dipol-Kräfte
- niedrigere Siedetemperatur

Säure-Base-Chemie

- Definiere die Begriffe „Säure“ und „Base“ nach Brønsted und gehe passend dazu auf das Donator-Akzeptor-Prinzip ein!
- Definiere den Begriff „Ampholyt“!

- **Definitionen nach Brönsted:**

Säuren sind Protonendonatoren: Sie besitzen mindestens ein polar gebundenes Wasserstoffatom. Basen sind Protonenakzeptoren: Sie besitzen mindestens ein nicht-bindendes Elektronenpaar. Mindestens ein Proton (H^+) wird von der Säure zur Base übergeben. Dies nennt man Protolyse.

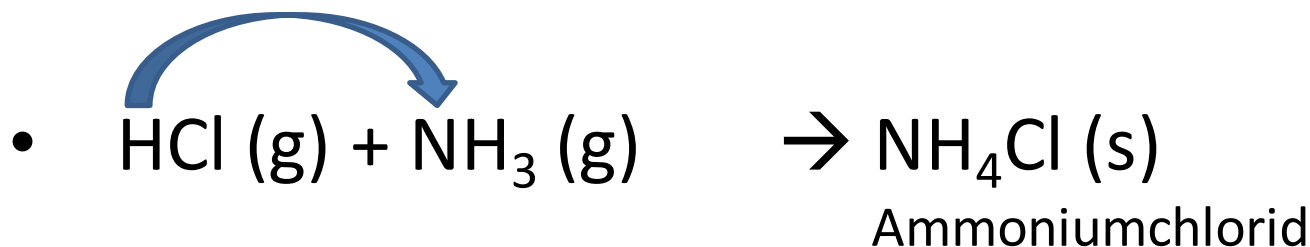
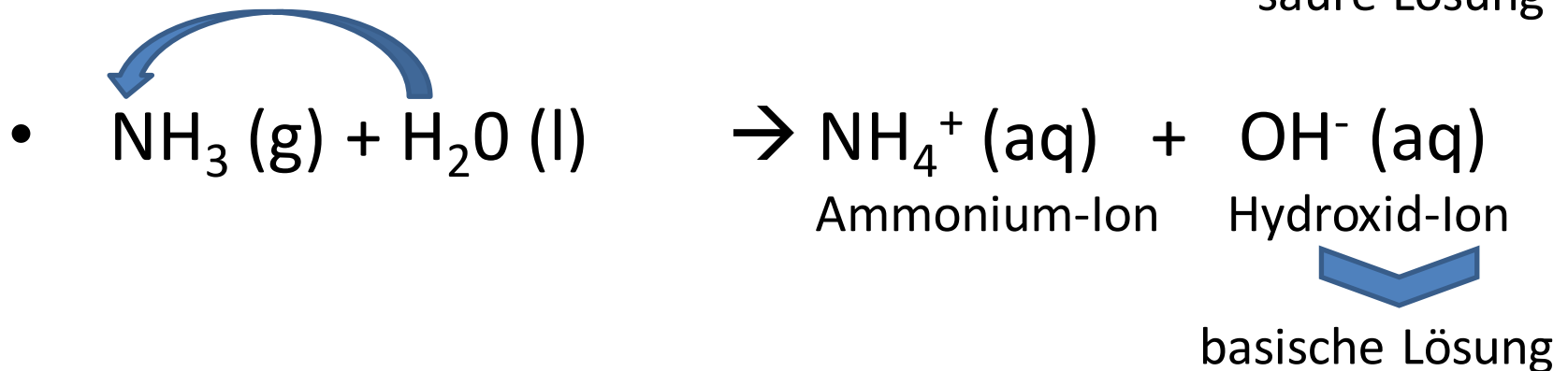
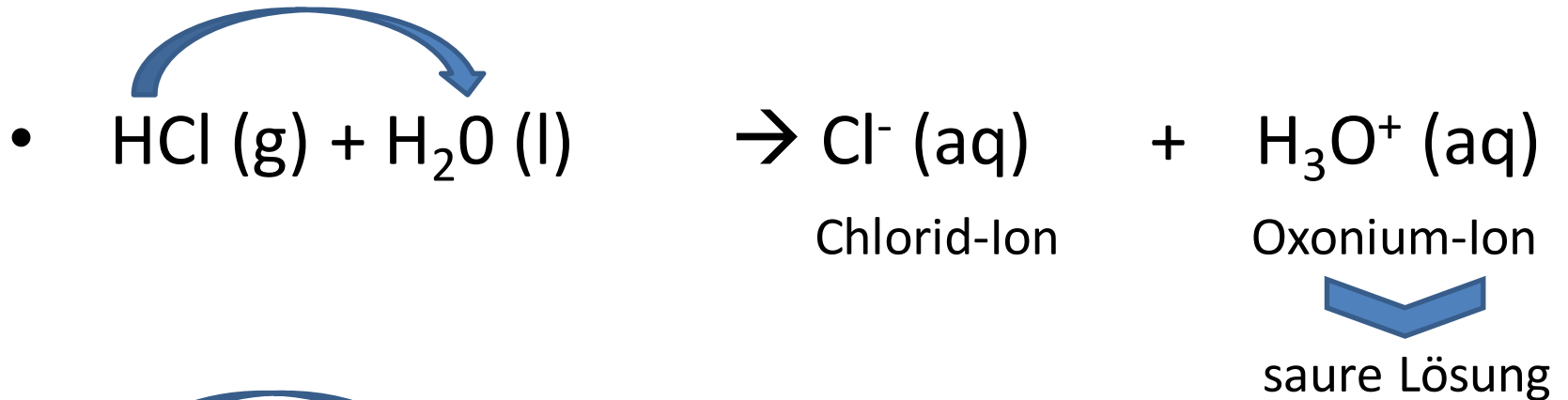
- **Definition „Ampholyt“:**

Ampholyte sind Stoffe, die je nach Reaktionspartner sowohl als Säure als auch als Base reagieren können.

Protolysereaktionen

- Stelle folgende Protolysegleichungen auf:
 - Reaktion zwischen Hydrogenchlorid (= Wasserstoffchlorid) und Wasser
 - Reaktion zwischen Ammoniak und Wasser
 - Reaktion zwischen Hydrogenchlorid (= Wasserstoffchlorid) und Ammoniak
- Benenne die Reaktionsprodukte der obigen Reaktionen!

- **Protolysereaktionen:**



Wichtige Säuren und Basen

- Nenne fünf saure und zwei basische Lösungen und gib jeweils die korrekte Summenformel an!

- **Saure Lösungen:**

Salzsäure HCl (aq)

Salpetersäure HNO₃ (aq)

Schwefelsäure H₂SO₄ (aq)

Kohlensäure H₂CO₃ (aq)

Phosphorsäure H₃PO₄ (aq)

- **Basische Lösungen:**

Ammoniak(-wasser) NH₃ (aq)

Natronlauge NaOH (aq)

Indikatoren und pH-Wert

- Beschreibe die Funktionsweise von Säure-Base-Indikatoren und nenne drei Beispiele!
- Gliedere die pH-Skala und gib ihre wesentliche Aussage an!

- **Indikatoren:**

Säure-Base-Indikatoren sind Farbstoffe, die in sauren, neutralen bzw. basischen Lösungen auf charakteristische Art und Weise ihre Farbe verändern.

Beispiele: Universalindikator, Bromthymolblau, Phenolphthalein.

- **pH-Skala:**

- < 7 : sauer
- 7 : neutral
- > 7 : basisch

Neutralisationsreaktionen

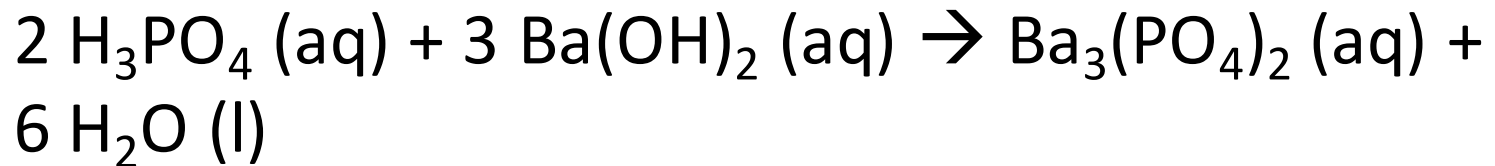
- Erläutere den Begriff „Neutralisationsreaktion“ anhand der allgemeinen Wortgleichung und der Neutralisation von Bariumhydroxid-Lösung mit Phosphorsäure!

- **Neutralisation:**

Reaktion einer sauren Lösung mit einer basischen Lösung:

saure Lösung + basische Lösung \rightarrow Salz + Wasser

- **Beispiel:**



Neutralisationstiteration

- Erläutere, wozu Neutralisationstiterationen eingesetzt werden!
- Beschreibe das schrittweise Vorgehen bei einer Neutralisationstiteration!

- **Neutralisationstitation:**

Neutralisationstitationen dienen der Bestimmung einer unbekanntes Stoffmengenkonzentration einer sauren oder basischen Lösung.

- **Vorgehensweise**

- Maßlösung (Stoffmengenkonzentration bekannt) in Bürette füllen und Volumen ablesen
- Maßlösung tropfenweise zur Probelösung (Stoffmengenkonzentration unbekannt, Volumen bekannt) bis zum Farbumschlag des Indikators zugeben
- Endfüllstand der Bürette ablesen, Volumendifferenz ergibt den Verbrauch an Maßlösung

Anwendung der Neutralisationstiteration

- Manche Erfrischungsgetränke enthalten Phosphorsäure (H_3PO_4). Um deren Stoffmengenkonzentration zu bestimmen, werden 20 mL des Getränks titriert. Bis zum Umschlag des Indikators werden 15 mL einer Kalilauge $c(\text{KOH}(\text{aq})) = 0,2 \text{ mol/L}$ verbraucht. Berechne die Stoffmengenkonzentration der Phosphorsäure im Erfrischungsgetränk. (2 Nachkommastellen)

- **Berechnung der Stoffmengenkonzentration bei einer Neutralisationstiteration:**
 - **Aufstellen der Reaktionsgleichung:**

$$\text{H}_3\text{PO}_4 + 3 \text{KOH} \rightarrow 3 \text{H}_2\text{O} + \text{K}_3\text{PO}_4$$
 - **geg.:** $V(\text{KOH}(\text{aq})) = 0,015 \text{ L}$; $c(\text{KOH}(\text{aq})) = 0,2 \text{ mol/L}$;
 $V(\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq})) = 0,02 \text{ L}$; **ges.:** $c(\text{H}_3\text{PO}_4(\text{aq}))$
 - **Aufstellen des Stoffmengenverhältnisses** (gesuchte Größe zuerst):
 $n(\text{H}_3\text{PO}_4) : n(\text{KOH}) = 1:3 \rightarrow n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 n(\text{KOH})$
 - **Berechnung der Stoffmenge der Maßlösung:**
 $n(\text{KOH}) = c(\text{KOH}(\text{aq})) \times V(\text{KOH}(\text{aq})) = 0,2 \text{ mol/L} \times 0,015 \text{ L} = 0,003 \text{ mol}$
 - **Berechnung der Stoffmenge der Probelösung:**
 $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1/3 n(\text{KOH}) = 1/3 \times 0,003 \text{ mol} = 0,001 \text{ mol}$
 - **Berechnung der Stoffmengenkonzentration der Probelösung:**
 $c(\text{H}_3\text{PO}_4) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) / V(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,001 \text{ mol} : 0,02 \text{ L} = 0,05 \text{ mol/L}$

Redoxchemie

- Definiere die Begriffe „Oxidation“ und „Reduktion“ und gehe passend dazu auf das Donator-Akzeptor-Prinzip ein!
- Gib an, wie sich die Oxidationszahl als Hilfsmittel bei der Reduktion bzw. der Oxidation von Edukt- auf Produktseite verändert!

- **Definitionen:**

Die **Oxidation** ist die Abgabe von Elektronen.

→ Das Oxidationsmittel nimmt als Reaktionspartner die Elektronen auf und ist damit der Elektronenakzeptor.

Die **Reduktion** ist die Aufnahme von Elektronen.

→ Das Reduktionsmittel gibt als Reaktionspartner die Elektronen ab und ist damit der Elektronendonator.

Oxidation und Reduktion laufen immer gemeinsam in einer **Redoxreaktion** ab.

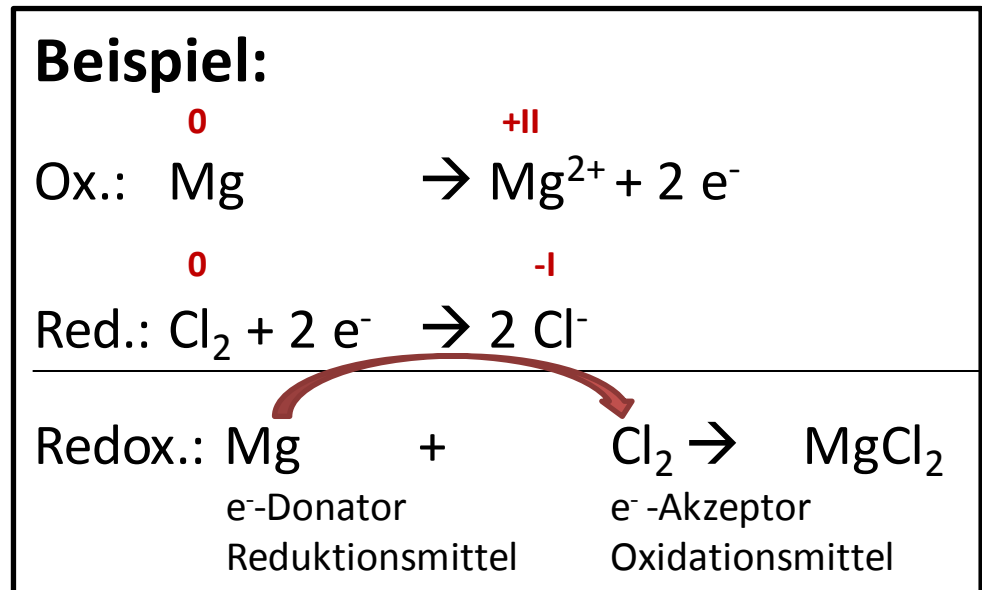
- **Zusammenhang mit der Oxidationszahl:**

Oxidation:

Oxidationszahl steigt

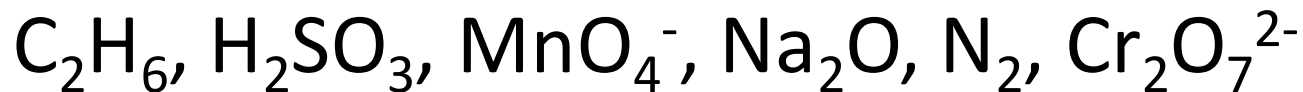
Reduktion:

Oxidationszahl nimmt ab



Bestimmung der Oxidationszahlen (OZ)

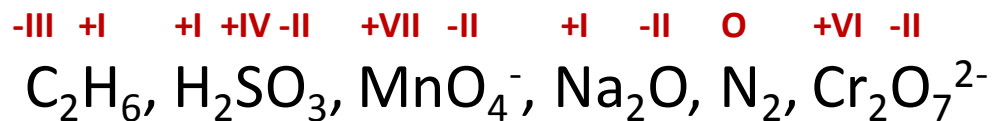
- Nenne die Regeln für die Bestimmung von Oxidationszahlen einzelner Elemente einer Verbindung!
- Ermittle die Oxidationszahlen aller Elemente der angegebenen Verbindungen!



- **Regeln:**

- bei Elementen: OZ = 0
- Bezugselemente: dienen zur Ermittlung der OZ anderer Atome aus der Summenformel
H: OZ = +I; O: OZ = -II (Ausnahme H₂O₂: OZ=-I)
- Moleküle: Summe der OZ = 0
- Atom-Ion: OZ = Ionenladung
- Molekül-Ion: Summe der OZ = Ionenladung

- **Oxidationszahlen:**

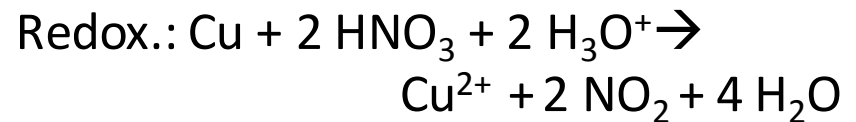
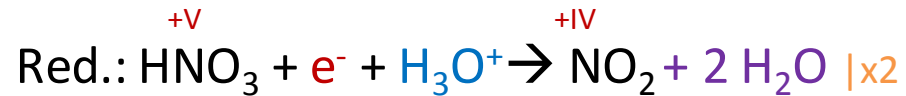
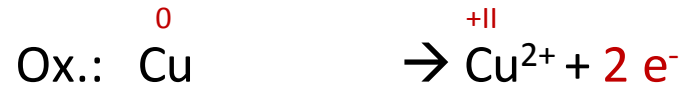
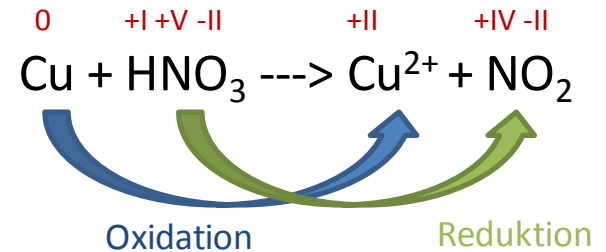


Regeln zum Aufstellen komplexer Redoxreaktionen

- Gib die Regeln zum Aufstellen komplexer Redoxreaktionen an! Achte auf die korrekte Reihenfolge!
- Kupfer reagiert mit Salpetersäure zu Kupfer(II)-Ionen und Stickstoffdioxid (NO_2)!

- **Regeln:**

- Edukte und Produkte der Teilgleichungen mit Oxidationszahlen anschreiben
- Reduktion / Oxidation ermitteln
- Anzahl der e^- durch ΔOZ bestimmen
- Ladungen mit H_3O^+ / OH^- „ausgleichen“
- Anzahl der O- und H-Atome mit H_2O ausgleichen
- Gesamtgleichung erstellen (kleinstes gemeinsames Vielfaches der Elektronenzahlen berücksichtigen)
- Gesamtgleichung gegebenenfalls kürzen



Elektrolyse und Stromerzeugung

- Beschreibe das Prinzip einer Elektrolyse und nenne zwei Einsatzmöglichkeiten!
- Beschreibe das Prinzip galvanischer Apparaturen und nenne zwei technische Beispiele!

- **Elektrolyse:**
eine durch die Zufuhr von elektrischem Strom erzwungene Redoxreaktion
Beispiele: Hoffmann-Apparatur zur Elektrolyse von Wasser, Aluminiumherstellung

- **Galvanisches Element:**
räumliche Trennung der Teilreaktionen einer Redoxreaktion zur Gewinnung elektrischer Energie
Beispiele: Batterie, Brennstoffzelle