

# Grundwissen Chemie 9<sub>NTG</sub>

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.

## Umgang mit Molekül-Ionen

- Vervollständige nachfolgende Tabelle:

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

## 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.

GW Chemie 9 (NTG)

- Wichtige Molekül-Ionen:

Benennung	Summenformel	enthaltene Ionen
Bariumsulfat	$\text{BaSO}_4$	$\text{Ba}^{2+} / \text{SO}_4^{2-}$
Silbernitrat	$\text{AgNO}_3$	$\text{Ag}^+ / \text{NO}_3^-$
Calciumcarbonat	$\text{CaCO}_3$	$\text{Ca}^{2+} / \text{CO}_3^{2-}$
Natriumsulfit	$\text{Na}_2\text{SO}_3$	$2 \text{Na}^+ / \text{SO}_3^{2-}$
Calciumhydroxid	$\text{Ca(OH)}_2$	$\text{Ca}^{2+} / 2 \text{OH}^-$
Ammoniumchlorid	$\text{NH}_4\text{Cl}$	$\text{NH}_4^+ / \text{Cl}^-$
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	Reaktionsgleichung (falls möglich)
Wasserstoff				
Sauerstoff				
Kohlenstoffdioxid				
Stärke				

## Ionennachweise

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

- **Wichtige Nachweisverfahren molekularer Stoffe:**

Nachzuweisen-der 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)

GW Chemie 9 (NTG)

6

- **Ionennachweise:**

- **Flammenfärbung:** Salzprobe wird mit dem Magnesiastäbchen in die nicht-leuchtende Flamme des Gasbrenners gehalten;  
Beispiel:  $\text{Na}^+$ -Ionen  $\rightarrow$  gelbe Flammenfärbung
- **Fällungsreaktion:** Durch Zugabe eines Nachweisreagenzes fällt das nachzuweisende Ion als schwerlösliches Salz aus.  
Beispiel:  $\text{Cl}^-$ -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	Größen-symbol	Einheit	Formeln
Atomare Masse			
Teilchenzahl			
Stoffmenge			(3 Formeln!)
Avogadrokonstante			
Molare Masse			
Molares Volumen			

## • Formelsammlung Quantitative Chemie

Größe	Größen-symbol	Einheit	Formeln
Atomare Masse	$m_a$	$u$	$m_a$ steht im PSE (Massenzahl) $m_a(A_aB_b) = a \times m_a(A) + b \times m_a(B)$
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:  $m(\text{C}) = 2,5 \text{ mol} \times 12,011 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$= 30,0275 \text{ g}$

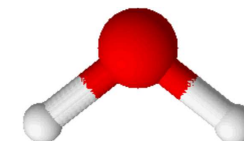
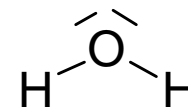
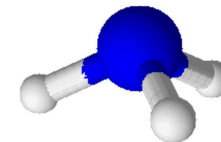
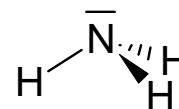
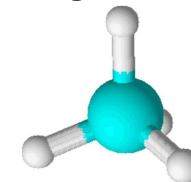
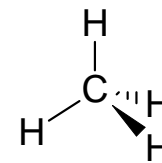
$\approx 30,03 \text{ g}$

**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 <sub>2</sub> CO		
Blausäure HCN		
Hydrosulfid (=Wasserstoffsulfid) H <sub>2</sub> S		
Tetrachlormethan CCl <sub>4</sub>		

GW Chemie 9 (NTG)

17

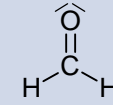
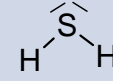
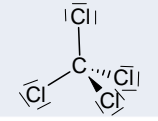
## Polare Moleküle

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

GW Chemie 9 (NTG)

19

- Molekülgeometrie:**

Name des Moleküls	Skizze der räumlichen Struktur	Benennung der Molekülgeometrie
Formaldehyd H <sub>2</sub> CO		trigonal planar
Blausäure HCN	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{N} $	linear
Hydrosulfid H <sub>2</sub> S		gewinkelt
Tetrachlormethan CCl <sub>4</sub>		tetraedrisch

GW Chemie 9 (NTG)

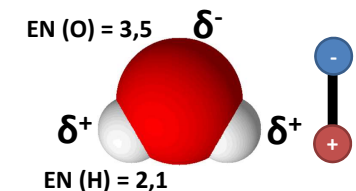
18

- 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 Partialladung  $\delta^-$ , der Bindungspartner eine positive Partialladung  $\delta^+$ .
- Gibt es aufgrund der Molekülgeometrie zwei verschiedene Ladungsschwerpunkte, handelt es sich um ein Dipol-Molekül.



GW Chemie 9 (NTG)

20

# 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!

## Einfluss zwischenmolekularer Kräfte auf Stoffeigenschaften

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

### 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 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°C liegt, die von Hydrogensulfid (= Wasserstoffsulfid) jedoch bei -60°C!

- **Zwischenmolekulare Kräfte und Siedetemperatur:**

### Wasser

Räumliche Struktur:  
gewinkelt

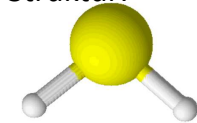


$$\Delta EN = 3,5 - 2,1 = 1,4$$

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

### Hydrogensulfid (= 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 Brønsted:**

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.

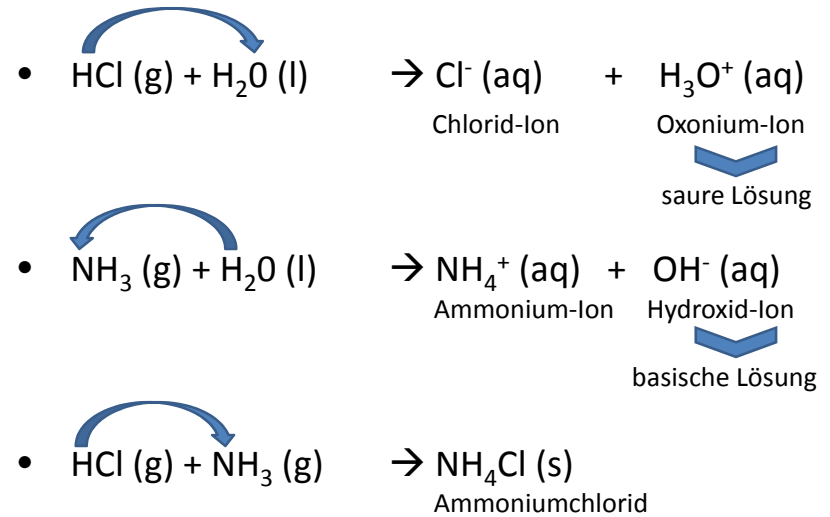
# Protolysereaktionen

- 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!

# Wichtige Säuren und Basen

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

## • Protolysereaktionen:



## • Saure Lösungen:

Salzsäure	$\text{HCl (aq)}$
Salpetersäure	$\text{HNO}_3 \text{ (aq)}$
Schwefelsäure	$\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)}$
Kohlensäure	$\text{H}_2\text{CO}_3 \text{ (aq)}$
Phosphorsäure	$\text{H}_3\text{PO}_4 \text{ (aq)}$

## • Basische Lösungen:

Ammoniak(-wasser)	$\text{NH}_3 \text{ (aq)}$
Natronlauge	$\text{NaOH (aq)}$



# 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

---

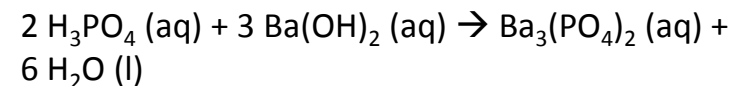
- Erläutere den Begriff „Neutralisationsreaktion“ anhand der allgemeinen Wortgleichung und der Neutralisation von Bariumhydroxid-Lösung mit Phosphorsäure!

- **Neutralisation:**

Reaktion einer sauren Lösung mit einer basischen Lösung:

saure Lösung + basische Lösung → Salz + Wasser

- **Beispiel:**



# Neutralisationstitation

---

- Erläutere, wozu Neutralisationstitionen eingesetzt werden!
- Beschreibe das schrittweise Vorgehen bei einer Neutralisationstitation!

## Anwendung der Neutralisationstitation

---

- Manche Erfrischungsgetränke enthalten Phosphorsäure ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ). 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)

- **Neutralisationstitation:**

Neutralisationstitionen 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

- **Berechnung der Stoffmengenkonzentration bei einer Neutralisationstitation:**

- **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!

## Bestimmung der Oxidationszahlen (OZ)

- Nenne die Regeln für die Bestimmung von Oxidationszahlen einzelner Elemente einer Verbindung!
- Ermittle die Oxidationszahlen aller Elemente der angegebenen Verbindungen!  
 $C_2H_6$ ,  $H_2SO_3$ ,  $MnO_4^-$ ,  $Na_2O$ ,  $N_2$ ,  $Cr_2O_7^{2-}$

- 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.

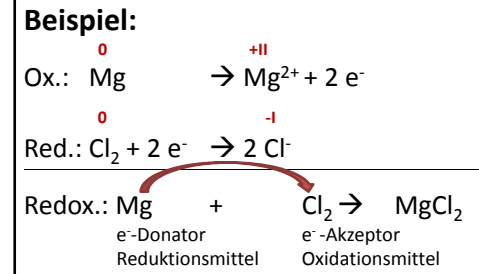
- Zusammenhang mit der Oxidationszahl:**

Oxidation:

Oxidationszahl steigt

Reduktion:

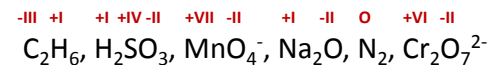
Oxidationszahl nimmt ab



- Regeln:**

- bei Elementen: OZ = 0
- Bezugselemente: dienen zur Ermittlung der OZ anderer Atome aus der Summenformel  
H: OZ = +I; O: OZ = -II (Ausnahme H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>: OZ = -I)
- Moleküle: Summe der OZ = 0
- Atom-Ion: OZ = Ionenladung
- Molekül-Ion: Summe der OZ = Ionenladung

- Oxidationszahlen:**



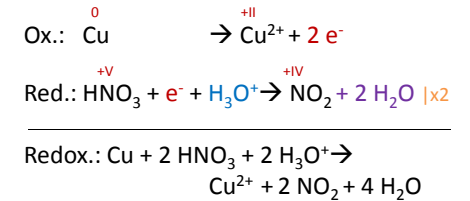
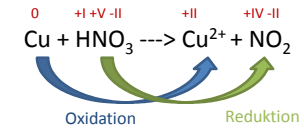
## Regeln zum Aufstellen komplexer Redoxreaktionen

- Gib die Regeln zum Aufstellen komplexer Redoxreaktionen an! Achte auf die korrekte Reihenfolge!
- Kupfer reagiert mit Salpetersäure zu Kupfer(II)-Ionen und Stickstoffdioxid (NO<sub>2</sub>)!

## Elektrolyse und Stromerzeugung

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

- Regeln:**
  - Edukte und Produkte der Teilgleichungen mit Oxidationszahlen anschreiben
  - Reduktion / Oxidation ermitteln
  - Anzahl der e<sup>-</sup> durch ΔOZ bestimmen
  - Ladungen mit H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> / OH<sup>-</sup> „ausgleichen“
  - Anzahl der O- und H-Atome mit H<sub>2</sub>O ausgleichen
  - Gesamtgleichung erstellen (kleinstes gemeinsames Vielfaches der Elektronenzahlen berücksichtigen)
  - Gesamtgleichung gegebenenfalls kürzen



- 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