

# Allgemeine und Anorganische Chemie für Umweltingenieure und Restauratoren (LV0378)

Übungen zur Vorlesung "Allgemeine und Anorganische Chemie für Umweltingenieure,  
Geowissenschaftler und Restauratoren und WiTec,,

Hörsaal 2300

Vorlesung:	Di 13:15 – 15:00
Übung:	Di 15:15 – 16:00

## Zusätzliche Informationen

- Vorlesungs- und Übungsbegleitende Unterlagen können von der Homepage des Lehrstuhls herunter geladen werden  
<http://www.bauchemie.ch.tum.de>  
(unter Lehre / WS13-14 / Allg. und Anorg. Chemie)
- Passwort zum Download: „chemie13“
- Der Klausurtermin steht noch nicht fest
- Fragen zur Übung bzw. Organisation können per Mail gestellt werden  
[tom.pavlitschek@bauchemie.ch.tum.de](mailto:tom.pavlitschek@bauchemie.ch.tum.de)

## Prüfungsämter / Ansprechpartner

- |   |           |
|---|-----------|
| – Frau Hunger (Geowissenschaften LMU)                         | 2180 4273 |
| – Frau Renate Bayer (Bauingenieure / UIW )                    | 289 22404 |
| – Herr Antonios Tsakarestos (Umweltingenieure)                | 289 22424 |
| – Frau Katharina Kuchlmayr (Restauratoren)                    | 2112 4568 |
| – Frau Schmid / Poller (WiTec)                                | 289 25082 |
| – Frau Gesine Rothenberger (zentrale Prüfungsangelegenheiten) | 289 22364 |
| – Rieder Michael Geo TU                                       | 289 25864 |

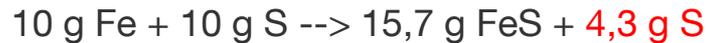
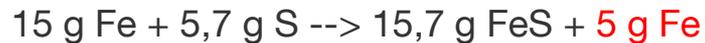
# Übung – 22.10.13

## Gesetz von Proust

Konstante und multiple Proportionen



**Verhältnis Fe / S = 1 / 0,57 (Gewichtsverhältnis)**



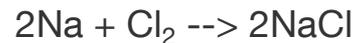
stöchiometrisch, alles reagiert ab

nicht stöchiometrisch,

nicht stöchiometrisch,

Überschuss an Fe oder S reagiert nicht

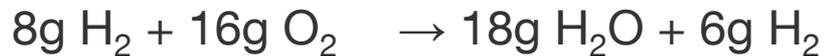
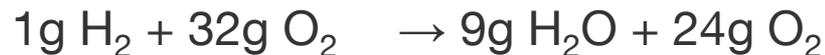
NaCl (Kochsalz) 1:1,54



$$46 \text{ g} / 71 \text{ g Cl}_2 \Rightarrow 64,8\%$$

## Übung – 22.10.13

### Hausaufgabe:



Im Falle der Massengewichtung ist es egal ob man fiktives H, Cl, O etc einsetzt oder die chemisch korrekten Ausdrücke  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{Cl}_2$  etc.

# Übung – 22.10.13

## atomare Masseneinheit u

Definition:

$$1 \text{ u} = 1 / 12 \text{ der Masse des Kohlenstoffisotops } ^{12}\text{C} = \text{u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Bsp:  $\text{HNO}_3$

$$1 \cdot \text{H} = 1 \text{ u}$$

$$1 \cdot \text{N} = 14 \text{ u}$$

$$3 \cdot \text{O} = 3 \cdot 16 \text{ u}$$

$$\Sigma = 63 \text{ u (entspricht der molaren Masse } M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ g/mol)}$$

# Übung – 22.10.13

## Stoffmenge Mol: n(X)

Das Mol ist die Stoffmenge eines Systems (Atome, Moleküle, Ionen etc.), das aus ebensoviel Einzelteilchen besteht, wie Atome in 12 Gramm des Kohlenstoffisotops  $^{12}_6\text{C}$  enthalten sind.

--> **Avogadroscche Konstante ( $N_A$ ) =  $6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$**

## Molare Masse: M(X)

Die molare Masse M berechnet sich aus der Anzahl der Teilchen in einem Mol ( $N_A$ ) und dem Gewicht der einzelnen Teilchen ( $x \cdot u$ ).

**Rechn.:**  $M = N_A \cdot x \cdot u = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot x \cdot 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = x \cdot 0,001 \text{ kg/mol} = x \cdot 1 \text{ g/mol}$

**Folgerung:** Die molare Masse eines Atoms bzw. eines Moleküls ist zahlenmäßig gleich der relativen Atommassen, besitzt jedoch die Einheit g/mol.

# Übung – 22.10.13

Zusammenhang zwischen Masse, Molarer Masse und Stoffmenge:

$$\left. \begin{array}{l} n(X) \text{ [mol]} \\ M(X) \text{ [g/mol]} \\ m(X) \text{ [g]} \end{array} \right\} M(X) = m(X) / n(X) \text{ oder } m(X) = n(X) * M(X)$$

Bsp: H<sub>2</sub>O

$$2 \cdot H = 2 * 1 \text{ g/mol}$$

$$1 \cdot O = 1 * 16 \text{ g/mol}$$

$$\Sigma = 18 \text{ g/mol für das Molekül H}_2\text{O}$$

CaO

$$1 \cdot Ca = 1 * 40 \text{ g/mol}$$

$$1 \cdot O = 1 * 16 \text{ g/mol}$$

$$\Sigma = 56 \text{ g/mol für CaO}$$

Zum Berechnen des Massenanteils  $w(x)$  ist es einfacher die Molaren Massen der Stoffe einzusetzen, da diese einfach aus dem PSE berechnet werden können. Andernfalls benötigt man mehr Angaben zu den verschiedenen Ausgangsmassen der Stoffe.

# Übung – 22.10.13

## Stoffmengenkonzentration: c(X)

$$c(X) = n(X) / V$$

$$(vgl. m = n * M \rightarrow m = c * V * M)$$

c(X) = Stoffmengenkonzentration X [mol/L]

n(X) = Stoffmenge X [mol]

V = Gesamtvolumen [L]

### Beispiel:

Auf welches Volumen müssen 20g NaOH mit Wasser aufgefüllt werden, um eine Lösung mit 0,1 mol/L zu erhalten?

$$V(Lsg.) = \frac{n(NaOH)}{c(NaOH)} = \frac{m(NaOH)}{M(NaOH)} = \frac{20g}{40 \frac{g}{mol}} = 0,5L$$

# Übung – 22.10.13

weitere Beispiele zum selbst rechnen:

$\text{CaCO}_3$	$1 \cdot M(\text{Ca}) + 1 \cdot M(\text{C}) + 3 \cdot M(\text{O})$	-> 100,09 g/mol
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	$1 \cdot M(\text{Ca}) + 1 \cdot M(\text{S}) + 6 \cdot M(\text{O}) + 4 \cdot M(\text{H})$	-> 172,15 g/mol
$\text{SiO}_2$	$1 \cdot M(\text{Si}) + 2 \cdot M(\text{O})$	-> 60,1 g/mol