

## Chemieschulaufgabe

### Wertigkeit und Formel:

#### 1. Wertigkeit:

Die Wertigkeit entspricht der Anzahl der H-Atomen ein Element binden kann.

Bsp.:

HCl                      Cl ist einwertig

CH<sub>4</sub>                     C ist vierwertig

H ist der Bezugspunkt: da er immer einwertig ist.

Die Wertigkeit lässt sich außerdem an der Hauptgruppe ablesen:

Haupt.:	I	II	III	IV	V	VI	VII	VII
Wert.:	1	2	3	4	3	2	1	-

#### 2. Reaktionsgleichungen:

Für chem. Reaktion braucht man einheitliche präzise Formulierungen. Diese Formel muss man in Relation setzen, um über Gleichungen konkrete Aussagen machen können.

Kupfer	+	Schwefel	Kupfersulfid
Natrium	+	Chlor	Natriumchlorid
2 Cu	+	S	Cu <sub>2</sub> S
2 Na	+	Cl <sub>2</sub>	2NaCl

Schema:

- Anschreiben der Produkte + Edukte mit Formel. Dazwischen ein Reaktionspfeil.
- Ausgleichen der Bilanz rechts und links des Pfeils durch Koeffizienten

2 H <sub>2</sub>	+	O <sub>2</sub>	2 H <sub>2</sub> O
4 Al	+	3 O <sub>2</sub>	2 Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

### Luft und Verbrennung:

#### 1. Verbrennung von Metallen:

Mg verbrennt bei heller Flamme.

Eisenwolle glüht langsam durch.

Die Heftigkeit der Reaktion hängt vom Zerteilungsgrad des Elements ab.

Eisenspäne glühen stärker auf als Eisenwolle oder Eisennagel.

Bei der Verbrennung wird Sauerstoff gebunden und somit nimmt die Masse zu

#### 2. Bestandteile der Luft:

Stickstoff

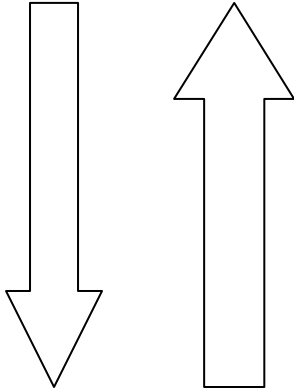
Sauerstoff

spuren von Anderen Stoffen (CO<sub>2</sub>)

#### 3. Wertigkeit gegenüber Sauerstoff:

Sauerstoff ist immer zweiwertig.

#### 4. Charakter der Oxide:

Hauptgruppe	Oxide	Base	Säure	saurer Char.	basischer Char.
1.	Na <sub>2</sub> O	NaOH Natronlauge			
2.	MgO	Mg(OH) <sub>2</sub> Magnesiumhydrooxid			
3.	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Al(OH) <sub>3</sub> Aluminiumhydrooxid			
4.	SiO <sub>2</sub>		H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> Kieselsäure		
5.	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> Phosphorsäure		
6.	SO <sub>3</sub>		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> Schwefelsäure		
7.	Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		HClO <sub>4</sub> Perchlorsäure		

#### 5. Säuren und Basen:

O<sub>2</sub> und Metall Base  
O<sub>2</sub> und Nichtmetall Säure

Gase mit Luft (Sauerstoff) bilden zündfähige Gemische  $\neq$  Explosion

#### 6. Wann brennt man etwas?

- Luft
- Brennbarer Stoff
- Zündtemperatur muss erreicht werden

#### 7. Bekämpfung des Brandes durch Beseitigung einer Voraussetzung

- Waldschneisen  
(Beseitigung des Materials)
- Löschen  
(Unterschreiten der Zündtemperatur)
- Abdecken  
(Unterbrechung der Luftzufuhr)

#### Verhalten von Säuren zu Metallen:

Verhalten von Mg + Salzsäure = Löst sich auf

Verhalten von Cu + Salzsäure = Passiert nichts

Unedle Metalle werden von Säuren angegriffen und zerlegt, edle nicht.



Eine Reaktion eines Stoffes mit O<sub>2</sub> wird Oxidation genannt.

Indikatoren zeigen bei Wandlung der Farbe in welchem Bereich eine Lösung vorliegt, sauer (rot) oder alkalisch (blau) oder neutral (grün).

## **Wasserstoff**

### **1. Eigenschaften:**

- Reaktionsfähig = Explosion (mit Sauerstoff)
- Geruchlos
- Farblos
- Schreibweise  $H_2$
- Herstellung:  
Unedles Metall + Säure → Salz +  $H_2$
- Knallgasprobe nach Herstellung

### **2. Beispiele der Bildung:**

$CH_4$  = Methan

$NH_3$  = Ammoniak

$H_2O$  = Wasser

## **Reduktion von Metalloxiden mit $H_2$**

### **Grundwissen: Oxidation / Reduktion**

Wird bei einer Reaktion Sauerstoff abgegeben, so spricht man von einer Reduktion.

Oxidation ist dagegen die Aufnahme von Sauerstoff.

Laufen bei einer chemischen Reaktion Oxidation und Reduktion gleichzeitig ab, so spricht man von einer Redoxreaktion.

Bsp.:



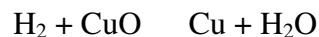
Substanzen wie Wasserstoff, die einen anderen Stoff reduzieren, heißen Reduktionsmittel.

In diesem Bsp. wird das Reduktionsmittels selbst Oxidiert.

Umgekehrt nennt man Stoffe, die Sauerstoff abgeben Oxidationsmittel.

Oxidationsmittel werden bei dieser Reaktion selbst reduziert.

### **Energieumsatz:**



Reaktionsenthalpie:  $\Delta H_R$

$$\Delta H_R = (1 \text{ mol } \Delta H_B (\text{Cu}) + 1 \text{ mol } \Delta H_B (\text{H}_2\text{O})) - (1 \text{ mol } \Delta H_B (\text{H}_2) + 1 \text{ mol } \Delta H_B (\text{CuO}))$$

$$\Delta H_R = (0 + (-285 \text{ kJ})) - (0 + (-157 \text{ kJ})) = \underline{\underline{-128 \text{ kJ}}}$$

Energie der Ausgangs- und Endstoffe werden verglichen.

**Katalysator:**

Stoffe die eine chem. Reaktion beschleunigen heißen Katalysatoren. Katalysatoren nehmen an der Reaktion teil, liegen am Ende der Reaktion unverändert vor. Der Katalysator wird nicht verbraucht, der für die Reaktion geeignete Katalysator setzt die Aktivierungsenergie herab. Die Reaktionsenthalpie bleibt konstant.

**Atombau und PSE****1. Modellvorstellung:**

Kugelmodell

Kern-Hülle-Modell

Protonen-Neutronen-Elektronen

Im Kern befinden sich Protonen und Neutronen und bilden die Masse des Elementes.

Ordnungszahl ist gleich der Protonenzahl.

Neutronenzahl ist gleich Masse – Protonenzahl.

Elektronenzahl ist gleich Neutronenzahl

Außenelektronen sind gleich der Hauptgruppe.

Schalenanzahl ist gleich der Periodennummer.

**2. PSE**

Elementgruppen

Mendeleejew + Meyer

Planetenmodell:

Fliehkraft = Anziehungskraft

**3. Radioaktivität**

Uran, Thorium, Radium, Polonium

 $\alpha$   $\beta$   $\gamma$  - Strahlen $\text{He}^{2+} = \alpha$ 

Atome die Radioaktiv sind geben  $\alpha$  - Teilchen ab und so verringert sich die Ordnungszahl. So entsteht mit der zeit aus Radium – Blei

Radioaktive Strahlung verändert die Atome. Atome sind nicht unteilbar wie im Altertum angenommen wurde Atommasse = unteilbar.

Henri Becquarel : Bq

1 Bq = 1 zerfall pro Secunde

**4. Isotopen**

Die Masseneinheit ist 1 u.

Isotopen von C:

 $^{12}\text{C}$   $^{13}\text{C}$   $^{14}\text{C}$ 

daher die Ungerade Massenzahl, da die Anzahl der Neutronen variiert.

Isotopen des gleichen Elements zeigen gleiche chem. Verhalten.

## 5. Ionisierung:

herauslösen eines Elektrons => Atom wird Positiv



$\text{Ca}^{2+}$  ist ein Calciumion

## 6. Schalenaufbau:

In einem Atom lassen sich die Elektronen nach Energiestufen einordnen.

Schalenzahl = Periodennummer

Valenzelektronen = Außenelektronen = Hauptgruppennummer

Valenzschreibweise = Valenzstrichschreibweise

Wenn ( Außenelektronen vorkommen (Edelgase) ist es reaktionsträge. Na hat dagegen nur ein Außenelektron und will dies abgeben, da die vorherige Hülle voll besetzt ist und somit stabil ist.

## 7. Oktettregel:

Die Edelgase besitzen 8 Außenelektronen d.h. ein Elektronenoktett. Deswegen sind Edelgase reaktionsträge. Alle Elemente mit der gleichen Elektronenkonfiguration zeigen auch die gleichen Eigenschaften.

Elemente einer Gruppe haben die gleiche Zahl Valenzelektronen.

Sie bestimmen die chem. Eigenschaften eines Elements.

## 8. Beispiel: Ammoniak $\text{NH}_3$

- N ist 3-wertig, da drei H bindet, die immer 1-wertig sind.
- N nimmt 3 Elektronen von den drei H-Atomen, somit sind sowohl  $\text{N}^{3-}$  und auch  $\text{H}^+$  stabil.
- Ammoniak setzt sich aus Stickstoff und Wasserstoff zusammen.
- $\text{N}_2 + 2 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{NH}_3$
- Ammoniak besitzt 10 Elektronen ( $7 + 3 \cdot 1$ )
- Die Masse beträgt 17 ( $14 + 3$ )
- Ammoniak besitzt 10 Protonen
- Ammoniak besitzt  $17 - 10 = 7$  Neutronen