**Chemie Protokoll** 12.09.2016, Lotta

Gliederung:

1: Besprechen der Lernzielkontrolle

2: Auswertung des Versuchs: Kupfer verbrennen und danach in Ethanol geben --> **Oxidationszahl**

**1: Besprechen der Lernzielkontrolle:**
 1.1: Über Bedeutung der einzelnen Operatoren in den jeweiligen (Teil)aufgaben
 gesprochen:
 - Anforderungsbereich I, II, III (I: z.B.: „beschreiben“, II: z.B.: „erklären“, III: z:B.:
 „beurteilen“,„diskutieren“.

 1.2: Reaktionsgleichungen aufstellen:
 - Beispiel: Verbrennen von Ethanol:

 1. Edukte und Produkte aufschreiben

 C₂ H₆O + O₂ CO₂ + H₂O

 2. Ausgleichen:

 C₂H₆O + 3O₂ 2CO₂ + 3H₂O

 Beim Verbrennen organischer Verbindungen entsteht
 immer Kohlenstoffdioxid und Wasser.

 1.3: Schreibweisen:
 - Molare Masse (Glucose): M(C₆H₁₂O₆) = (6\*12+12\*1+6\*16) g/mol = 180 g/mol
 - Standardbildungsenthalpie: ʙH° (C₆H₁₂O₆) = -1274 kJ/mol
 - Stoffmenge: n (C₆H₁₂O₆) = Stoffmenge in mol
 - Bei Reaktionen KEIN „=“, sondern den Reaktionspfeil

 1.4: Häufige Fehler:

 a) - Wie viel Wärmeenergie wird frei, wenn 100ml Wasser beim Verbrennen von 1g
 Ethanol um 30K erhitzt werden?

 - Formel : Q (in J) = m ∙ 4,18 J/g∙K ∙ T

 - Q (in J) = 1g ∙ 4,18 J/g∙K ∙ 30K

 100g: Wie viel Energie landet im Wasser? Nicht, wie viel
 Wärmemenge landet im Ethanol
 um 100ml (oder Gramm)
 Wasser zu erhitzen

 Q = 100g ∙ 4,18 J/g∙K ∙ 30K (Richtige Formel)

 b) - Erklärung des Begriffes „Standardbildungsenthalpie“:

 Die Energie (in kJ/mol), die frei wird, um Stoffe aus den Elementen herzustellen nennt
 man Standardbildungsenthalpie. Dabei wird von dem Startpunkt 0 (Elemente)

 ausgegangen.

 Beispiel: Glucose hat eine Standardbildungsenthalpie von -1274 kJ/mol, da bei der Bildung

 aus den Elementen -1274 kJ/mol Energie freigesetzt werden:

 6C + 6H2 + 3O2 C₆H₁₂O₆ BH0 = -1274 kJ/mol

 c) Ausrechnen der jeweiligen Reaktionsenthalpie mithilfe der Standardbildungsenthalpie:
 Beispiel: Verbrennen von Stearinsäure:

 Reaktionsgleichung: C₁₇H₃₅COOH(s) + 26O₂ (g) 18CO₂(g) + 18H₂O(l)
 **Standardbildungsenthalpien der Produkte minus die der Edukte:**

  RH°= ( 18 BH° (CO₂) + 18 BH° (H₂O(l))) - 1 BH° (C₁₇H₃₅COOH)

  RH°= ((18 (-394) + 18 (-286)) - (-949)) kJ/mol

 RH°= -11291 kJ/mol (Literaturwert: -11298 kJ/mol)

 Freigesetzte Energie (O₂ hat eine Standardbildungsenthalpie
 beim Verbrennen von 1 mol von 0 und braucht daher nicht in der
 Stearinsäure Rechnung berücksichtigt werden.)

**2: Auswertung zum Versuch Versuch: Kupfer verbrennen und danach in Ethanol geben:**

* Beobachtung: 1: Kupfer wird beim Verbrennen schwarz durch Kupferoxid.
 2: Bei Zusammenführung mit Ethanol entsteht ein leichter Essiggeruch
 und das Kupfer wird wieder kupferfarben.
* Deutung: Kupferoxid und Ethanol reagieren zur leicht zu riechenden Ethansäure (Essigsäure) und dem wieder kupferfarbenen Kupferstück.
* Da diese Reaktion eine Redoxreaktion ist, werden zwei Teilgleichungen für die Ausgleichung benötigt:
* 1: Reduktion: Elektronen werden aufgenommen (Kupferoxid + 2 Elektronen Kupfer)
* Cu²+  + 2e-  Cu(°)
* 2: Oxidation: Elektronen werden abgegeben ( Ethanol Ethansäure + ? Elektronen)
* CH₃-CH₂OH CH₃COOH + ?e-
* Für den Oxidationsschritt führt man **Oxidationszahlen** ein, um zu wissen, welches Atom Elektronen abgibt. Dazu zerlegt man das Molekül **formal** in Ionen. Für diesen Vorgang werden die Elektronegativitätswerte, die angeben wie stark ein Atom eine Elektronenpaarbindung anzieht, benötigt:
 EN (C): 2,5
 EN (H): 2,1
 EN (O): 3,5
* Jetzt wendet man den Vorgang auf die LEWIS-Formeln von Ethanol und Ethansäure an:

 H H

 H - C - C - O - H + H₂O (Ethanol)

 H H

* H hat den geringsten EN-Wert, weswegen das Elektron zum C oder O hingezogen wird
* O hat einen höheren EN-Wert als C, weswegen das Elektron zu O hingezogen wird, C und C teilen sich die Elektronen
* Somit ist H jeweils (formal) + I , das linke C - III, das rechte C - I und das O - II geladen

 H

 IO

 H - C - C + 4e-  + 2H+  + 2H+ (2 vom H2O, 2 zusätzlich) (Ethansäure)

 H IO - H-

* Jetzt hat das rechte C-Atom eine (formale) Ladung von +III, was bedeutet, dass es bei der Reaktion 4 Elektronen abgegeben hat
* Jedoch stimmt die Anzahl der H- und O-Atome nach der Reaktion nicht (Ethanol: 6H, 1O; Ethansäure: 4H, 2O), weshalb 1 H₂O mitreagieren muss und zusätzlich zur Ethansäure 2 H+ Ionen entstehen (Ethanol: 8H, 2O; Ethansäure: 8H, 2O)
* Die korrekte Oxidations-Gleichung sieht dann so aus:

 CH₃-CH₂-OH + H₂O CH₃-COOH + 4e- + 4H+

* Da vier Elektronen abgegeben werden, Kupferoxid aber nur zwei aufnimmt, müssen 2 Cu2+-Ionen reduziert werden : 2Cu2+ + 4e- 2Cu(0)
* Folglich sieht die komplette Redoxreaktion so aus:

 (+II) (-I) (0) (+III)

 2Cu2+ + CH3-CH2-OH + H2O 2Cu(0) + CH3-COOH + 4e- + 4H+