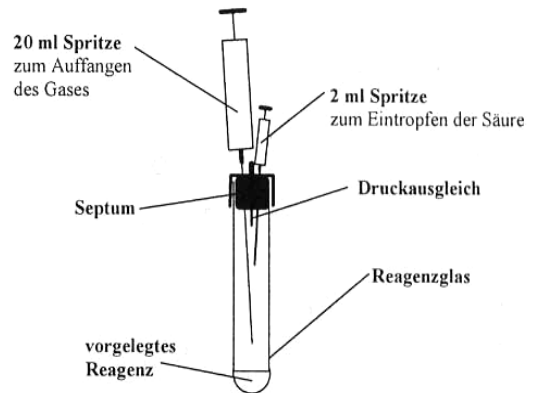


# Natriumchlorid und Chlorknallgas

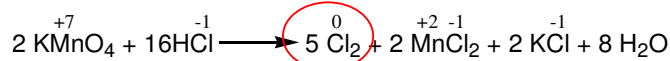
## 1) Versuch: Darstellung von NaCl aus den Elementen

Durchführung: In einem Low-Cost-Gasentwickler wird aus **KMnO<sub>4</sub>** und **konz. HCl Chlorgas** hergestellt und 20ml davon in einer Spritze aufgefangen. Ein reiskorngroßes, sorgfältig entrindetes Stück **Natrium** wird in einem Reagenzglas geschmolzen. Ist das Stück vollständig geschmolzen, wird das **Chlorgas** darübergedüst.

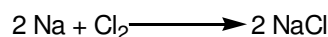


Beobachtung: Es findet eine Reaktion unter gelber Feuererscheinung statt, zurück bleibt bei vollständiger Reaktion ein weißes Pulver: **NaCl**.

Erklärung: Darstellung des Chlorgases:



Darstellung des NaCl aus den Elementen:

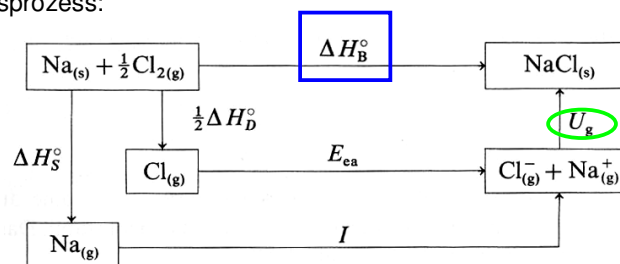


Umfeld des Versuchs:

- Warum ist die Reaktion so *exotherm*?

Dazu betrachten wir die Energieumwandlungen bei der Salzbildung aus den Elementen:

- die freigesetzte Energie = die **Standardbildungsenthalpie  $\Delta H_B^\circ$** , sie wäre, z.B. kalorimetrisch messbar
- interessanter ist allerdings der Energiebetrag der frei wird, wenn sich aus freien Ionen das Kristallgitter aufbaut, die **Gitterenergie  $U_g$**  (ein Ausdruck für die Stärke der Ionenbindung im Kristall); bestimmbar mit dem Born-Haber-Kreisprozess:



- **NaCl** kommt in großen Lagerstätten als Steinsalz vor und etwa die 10fache Menge an vorkommendem festen NaCl ist in den Meeren gelöst!
- **Natrium** kommt, wie alle Alkalimetalle, aufgrund der großen Reaktivität in der Natur nur gebunden vor. Gewonnen wird es durch Elektrolyse geschmolzener Salze (NaOH beim Castner- und NaCl beim heute überwiegend angewandten Downs-Verfahren). Da die Schmelztemperatur von NaCl bei 808 °C liegt, wird durch Zusatz von ca. 60% CaCl<sub>2</sub> die Schmelztemperatur auf etwa 600 °C herabgesetzt.

## 2) Versuch: Chlorknallgasreaktion

Durchführung: In einem Low-Cost-Gasentwickler wird aus **Zn-Granalien** und **konz. HCl Wasserstoff** hergestellt und 10ml davon in einer 20ml Spritze aufgefangen. In der gleichen Spritze fängt man auch 10ml reines **Chlorgas** (Darstellung wie unter 2) auf und steckt die Spritze mit der Kanüle in eine Styroporplatte. Für die Zündung wird auf einem Kupferblech eine Mischung aus 5g fein verriebenem **Kaliumpermanganat** und 2,5g **Magnesiumpulver** ausgestreut, die durch einen Tropfen **Glycerin** zur Reaktion gebracht wird (Abzug sofort wieder schließen!).

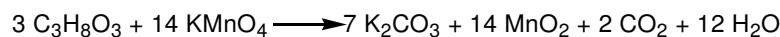
Beobachtung: explosive Reaktion!

Erklärung: Darstellung des **Wasserstoffs**:

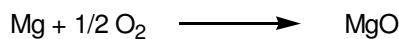


Darstellung des **Chlorgas**: s.o.

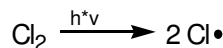
**Zündung:**



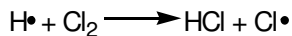
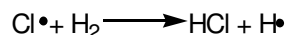
Es handelt sich hier um einen Redoxvorgang zwischen einem starken Oxidationsmittel ( $\text{KMnO}_4$ ) und einem relativ starken Reduktionsmittel (Glycerin). Glycerin wird zu Carbonsäuren, Carbonaten und  $\text{CO}_2$  oxidiert, Kaliumpermanganat wird zu Braunstein reduziert. Die Reaktion ist **stark exotherm**, nach kurzer Zeit wird die Zündtemperatur überschritten und es kommt zur Selbstentzündung (Autokatalyse,  $\text{MnO}_2$  als Katalysator!) und zur **Entzündung des Mg-Pulvers**, das in heller **Flamme** brennt:



Das **Licht der Flamme** löst eine photochemische und thermische Dissoziation, die einen Kettenstart darstellt, aus:



Durch die Startreaktion wird folgende Kettenreaktion ausgelöst:



Letztlich führt das also zu folgender Gesamtgleichung:



Natürlich finden bei solch einer Kettenreaktion auch Abbruchreaktionen statt, die wieder zu den Edukten führen können, wie z.B.:

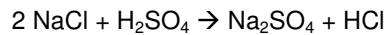


Umfeld des Versuchs:

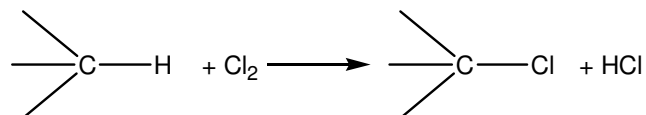
HCl wird *technisch* aus den Elementen mit einem Knallgasgebläse (Daniellscher Brenner) gewonnen.

Reaktion s.o.!

Eine andere Möglichkeit, genutzt im *Labormaßstab*, ist das Chlorid-Schwefelsäure-Verfahren, bei dem NaCl mit konzentrierter Schwefelsäure umgesetzt wird:



Das meiste HCl entsteht als *Abfallprodukt* (ca. 90%) bei der technisch wichtigen Chlorierung organischer Verbindungen.



Technisch nicht verwendbares HCl wird durch Elektrolyse in Cl<sub>2</sub> und H<sub>2</sub> umgewandelt.

Die **Weltproduktion** an HCl betrug im Jahre 2000 15 Mio. Tonnen. Im gleichen Jahr betrug die Produktion an HCl in Deutschland 1,7 Mio. Tonnen (ca. 1/9 der Weltproduktion).

Quellen:

E. Riedel, Anorganische Chemie. Berlin <sup>©</sup>2002

N. Wiberg, Lehrbuch der Anorganischen Chemie. Berlin <sup>91-100</sup>1985

V. Obendrauf, Chemie in unserer Zeit. Weinheim 1996, 30, S.118-125