

Musterlösung zu CP 8: Halogene – Herstellung von Iod und Chlorwasserstoff

(1.1) Schmelzpunkt: 114 °C, Siedepunkt: 183 °C

Bereits beim Mischen von Kaliumiodid und Kaliumperoxodisulfat in der Reibschale bildet sich Iod (vgl. Aufg. 1.2). Das Iod liegt feinst verteilt in fester Form vor, da Zimmertemperatur vorliegt, und färbt das vorher weisse Gemisch gelb bis braun. Nach kurzem Erhitzen sublimiert das feste Iod zu violetterm Gas: $I_2(s) \rightarrow I_2(g)$. Es gibt also keine flüssige Phase. Das Iodgas setzt sich nun an kalten Stellen ab (Kristallisation) und wird wieder zu schwarzvioletterm, metallisch glänzendem, festem Iod (Resublimation): $I_2(g) \rightarrow I_2(s)$.

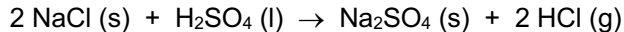
Flüssiges Iod würde man übrigens nur unter rascher und starker Temperaturerhöhung beobachten, insbesondere wenn eine grössere Iodmenge erhitzt wird. Bei kleineren Iodmengen müsste der Umgebungsdruck erhöht werden, was durch Erhitzen in einem kleinen geschlossenen Gefäss (Ampulle) erreicht werden kann.

Sublimierende Stoffe verdampfen auch unter dem Schmelzpunkt, da sie einen hohen Dampfdruck aufweisen. So verschwindet ein kleiner Iodkristall auf der Laborarbeitsfläche innerhalb von einer halben Stunde, wie das ja bei Eis knapp unter 0 °C auch beobachtet werden kann.

Unter dem *Dampfdruck* versteht man denjenigen Druck, den ein über seinem Bodenkörper (flüssige oder feste Phase) befindlicher Dampf auf die Luftsäule über ihm oder auf die ihn umschliessenden Wände ausübt. Der Dampfdruck ist allein von der Temperatur abhängig und steigt mit dieser an. Leicht vergasende Flüssigkeiten mit niedrigem Siedepunkt haben einen hohen Dampfdruck, schwer vergasende, hochsiedende Flüssigkeiten (Quecksilber, Öle usw.) dagegen einen niedrigen.

(1.2) $K_2S_2O_8(s) + 2KI(s) \rightarrow I_2(s) + 2K_2SO_4(s)$

(2.1) Chlorwasserstoffgas HCl (g) entstand durch die folgende Reaktion:



Der Versuch zeigte, dass sich HCl-Gas einerseits *ausgeprägt gut in Wasser löst* (Springbrunnen durch entstehenden Unterdruck) und andererseits sich dabei *sauer in Wasser löst* (Farbumschlag des pH-Indikators Methylorange nach sauer), wobei Salzsäure HCl (aq) entsteht.

Hinweis: Methylorange ist im basischen Bereich gelb (= Startbedingung RG, durch Zugabe von Natronlauge zum Wasser), im neutralen Bereich ebenfalls gelb (= Startbedingung Becherglas, nur Wasser) und im sauren Bereich rot (nachdem sich Chlorwasserstoffgas sowohl im Wasser im Becherglas als auch im RG löste und Salzsäure bildete).

(2.2) Eine bestimmte Stoffmenge eines gasförmigen Stoffs (keine Anziehungskräfte zwischen den Teilchen aufgrund deren hohen Geschwindigkeit) braucht sehr viel mehr Platz (Volumen) als in flüssiger oder gelöster Form, wo Anziehungskräfte zwischen den Teilchen herrschen.

Durch die Glasdüse kann HCl-Gas aus dem Rundkolben Richtung Wasser im BG diffundieren. Da HCl-Gas sehr gut wasserlöslich ist, geht pro Zeiteinheit ein hoher Anteil von der gasförmigen Phase in die gelöste Phase über. Weniger Gasteilchen im Kolben bedeutet geringerer Volumenbedarf des Gases. Dadurch entsteht ein Unterdruck im Kolben, der immer mehr Wasser nachströmen lässt. Wenn das Wasser die Spitze der Glasdüse erreicht hat und in den Kolben fliesst, erhöht sich schlagartig die Reaktionsoberfläche (Oberfläche für den Lösevorgang), wodurch zum Druckausgleich eine grosse Mengen von Wasser in den Kolben durch die schmale Glasdüse nachgesaugt wird, was in Form eines Springbrunnen sichtbar wird.

(2.3) Aus der Dichte 1.2 g/ml folgt: 1000 ml konz. Salzsäure = 1200 g = 100 %

40.4 % davon ist gelöstes HCl-Gas: $40.4 / 100 \cdot 1200 \text{ g} = 484.8 \text{ g}$

Mit $M_{HCl} = 36.46 \text{ g/mol}$ folgt: $484.8 \text{ g} / 36.46 \text{ g mol}^{-1} = 13.30 \text{ mol}$

Die Salzsäure ist 13.3-molar, d. h., sie weist eine Konzentration von 13.30 mol HCl pro Liter Säure auf.