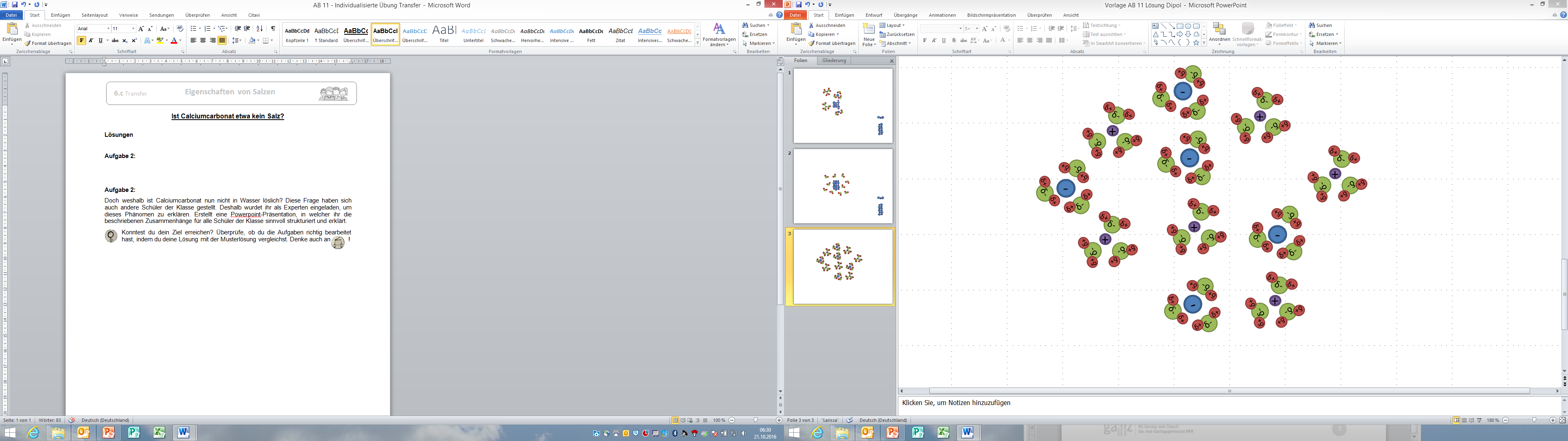
# AB 10: Kupfersulfat – hell oder dunkel?

## Lösungen:

**Aufgabe 1:** Erkläre die unterschiedliche Färbung in den beiden Bechergläsern ausführlich auf Teilchenebene in einem Text. Beziehe dabei die Gitterenergie sowie den Temperaturunterschied in den beiden Bechergläsern in deine Erklärung ein.

*Um Ionen im ersten Schritt aus dem Ionengitter zu lösen, muss Energie aufgewendet werden. Diese Energiemenge wird als Gitterenergie bezeichnet. Im zweiten Schritt werden die Ionen von Wassermolekülen hydratisiert. Dabei wird dann wieder Energie frei. Im Fall von Kupfersulfat ist allerdings die Gitterenergie höher als die Energiemenge, die dann im zweiten Schritt wieder frei wird, sodass insgesamt Energie aufgenommen werden muss. Diese Energie wird dem Wasser in Form von Wärme entzogen. Damit gilt: Je wärmer das Wasser ist, desto mehr Kupfersulfatsalz kann sich lösen. Je mehr Kupfersulfat sich löst, desto intensiver erscheint die blaue Farbe des Wassers.* *Dementsprechend erscheint das warme Wasser dunkler blau. Im kalten Wasser lösen sich weniger Salzteilchen, wodurch die Lösung nur eine hellblaue Färbung annimmt.*

**Aufgabe 2:** Wie kann man sich ein gelöstes Salz auf Teilchenebene vorstellen? Fertige eine Zeichnung an, welche die Zusammenhänge verdeutlicht, die im Auszug beschrieben sind.



**Abbildung 1: Zeichnung zu Aufgabe 2**

## Aufgabe 3: Calciumcarbonat - löslich oder nicht?

Weshalb ist Calciumcarbonat fast gar nicht in Wasser löslich? Erkläre die schlechte Löslichkeit von Calciumcarbonat im Wasser mit Hilfe des Auszugs aus dem Chemiebuch und der Lösungen zu Aufgabe 1.

*Die Ionen eines Salzes sind fest und regelmäßig in einem Salzgitter angeordnet. Da hier positiv geladene Kationen und negativ geladene Anionen abwechselnd angeordnet sind, ziehen sich die unterschiedlich geladenen Ionen an. Diese Anziehungskräfte zwischen den Ionen müssen überwunden werden, wenn ein Salz in Wasser gelöst werden soll. Die dafür notwendige Energiemenge entspricht der Gitterenergie.*

*Wassermoleküle bestehen aus einem Sauerstoffatom und zwei Wasserstoffatomen. Beide Bestandteile weisen im Wassermolekül eine partielle Ladung auf: Sauerstoff ist dabei partiell negativ geladen, die Wasserstoffatome sind dagegen partiell positiv geladen. Gibt man also Salz in Wasser, ziehen die partiell positiv geladenen Wasserstoffatome die negativ geladenen Anionen des Salzes an, die partiell negativ geladenen Sauerstoffatome ziehen hingegen die positiv geladenen Kationen des Salzes an. Dabei werden nach und nach die einzelnen Ionen von Wassermolekülen umgeben (hydratisiert) und so aus dem Kristallgitter herausgelöst. Im Calciumcarbonat ist dies hingegen bei Raumtemperatur nicht möglich, weil die Anziehungskräfte zwischen den Ionen im Salzkristall stärker sind als die Anziehungskräfte zwischen den Ionen und den Wassermolekülen. Es kann also nicht genügend Gitterenergie aufgebracht werden, um die Calciumionen und Carbonationen zu hydratisieren und damit zu lösen. Deshalb ist Calciumcarbonat nur schlecht in Wasser löslich, obwohl es sich bei diesem Stoff um ein Salz handelt.*