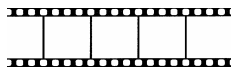


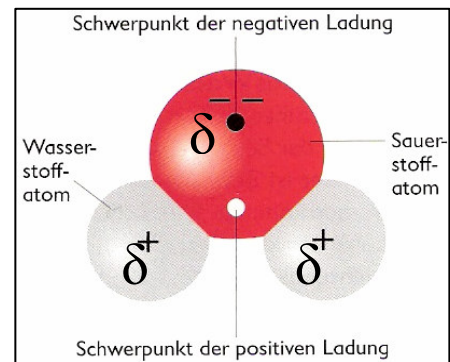


Aufgabe: Erarbeiten Sie einen Kurzvortrag

1. Lesen Sie den Infotext zum Bau des Wassermoleküls (Text 1) durch! Schreiben Sie Ihnen unbekannte Begriffe heraus und klären Sie diese in Ihrer Arbeitsgruppe! Sie können dazu auch Literatur benutzen.
2. Lesen Sie Text 2 durch, der das Phänomen beschreibt, welches Sie in Ihrem Kurzvortrag erklären sollen! Schreiben Sie Ihnen unbekannte Begriffe heraus und klären Sie diese in Ihrer Arbeitsgruppe! Sie können dazu auch Literatur benutzen.
3. Erklären Sie das gegebene Phänomen in eigenen Worten unter Verwendung eines selbst angefertigten Storyboards (Filmstreifen mit 3-4 Bildern)! 
4. Erklären Sie, weshalb nicht alle Salze löslich sind!

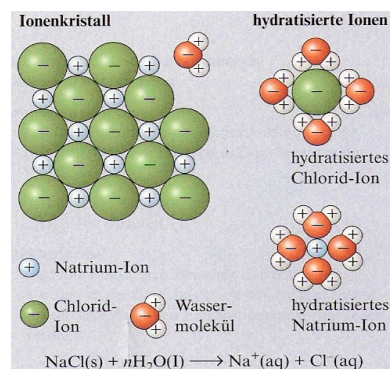
Text 1

Wasser ist ein Oxid des Wasserstoffs mit der chemischen Formel H_2O . Jedes Wassermolekül besteht aus zwei Wasserstoffatomen, die mit einem Sauerstoffatom verbunden sind. Die Bindung zwischen ihnen erfolgt über ein gemeinsames Elektronenpaar. Diese kovalente Elektronenpaarbindung zwischen den Wasseratomen und dem Sauerstoffatom ist eine polare Atombindung. Da das Sauerstoffatom die größere Elektronegativität besitzt (Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen anzuziehen) als die Wasserstoffatome, werden die gemeinsamen Elektronen der beiden Elektronenpaare stärker vom Sauerstoff angezogen. Die Elektronegativität von Sauerstoff ist 3,5, die von Wasserstoff 2,1. Dadurch wird das Sauerstoffatom teilweise elektrisch negativ (negative Teilladung/ Partialladung) und die beiden Wasserstoffatome teilweise elektrisch positiv geladen. Bei größeren Elektronegativitätsdifferenzen (ab ca. 1,7) wechseln die Elektronen vollständig über, wobei Ionen entstehen. Da es sich aber hier nur um Partialladungen handelt, kennzeichnet man diese mit dem griechischen Buchstaben Gamma. Moleküle, die einen positiven und einen negativen Ladungsschwerpunkt besitzen, bezeichnet man als Dipolmoleküle.



Text 2 – Wasser als Lösungsmittel

Beim Lösen von Salzen in Wasser lagern sich die dipolaren Wassermoleküle an die Ionen des Kristallgitters an. Die Wassermoleküle richten sich dabei entsprechend der Ionenladungen aus. Der Zusammenhalt der Ionen im Kristallgitter (die Gitterenergie) wird überwunden und die randständigen Ionen werden nach und nach von Wassermolekülen umgeben und somit aus dem Kristallverband abgelöst. Jedes Ion wird von einer Hydrathülle umgeben, die verhindert, dass die elektrostatischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen erneut wirksam werden können. Deshalb sind hydratisierte Ionen in Lösung frei beweglich. Die Bildung einer Hydrathülle durch Anlagerung von Wassermolekülen an ein Ion nennt man Hydratisierung. Bei der Hydratisierung wird die sogenannte Hydratisierungsenergie frei. Es ist logisch, dass an große Ionen mehr Wassermoleküle anlagern können und beim Lösen von Salzen mit großen Ionen mehr Hydratisierungsenergie frei wird. Auch begünstigen mehrfach geladene Ionen die Bildung von Hydrathüllen.



Bei der Zusammenlagerung entgegengesetzt geladener Ionen, so wie sie der Bildung von Salzkristallen geschieht, wird auch Energie frei, die sogenannte Gitterenergie. Diese Gitterenergie muss beim Löseprozess aufgebracht werden, um den Kristallbildungsprozess umzukehren und die Ionen wieder voneinander zu trennen. Damit das Lösen eines Salzes von freiwillig in einem exothermen Prozess abläuft, muss die Hydratisierungsenergie größer sein als die Gitterenergie. Bei schwerlöslichen Salzen ist die Gitterenergie größer als die Hydratisierungsenergie. Das Lösen eines solchen Salzes kann nur unter Energiezufuhr stattfinden. Die Gitterenergie wird größer, wenn die Ionen mehrfach geladen und Anionen und Kationen möglichst gleichgroß sind.