

FORSCHUNG IN ÖSTERREICH

Montag, 13. März 2006

So stabil ist die Kohlensäure

CHEMIE. An der Uni Innsbruck erforscht man ein doch nicht so unstabiles Molekül.

VON THOMAS KRAMAR

Egal ob bei Sekt oder Soda-Zitron, wir sprechen täglich von Kohlensäure: Wir meinen das Gas, das durch Getränke sprudelt und sie sauer macht. Doch ist das wirklich Kohlensäure? Im Prinzip nein, sagt der Chemiker. Das perlende Gas ist dasselbe, das wir mit jedem Atemzug in die Luft blasen, dasselbe, das die Erde zum Treibhaus macht: Kohlendioxid (CO_2).

Die Kohlensäure H_2CO_3 wird aus CO_2 , wenn man Wasser (H_2O) hinzufügt. Im Prinzip, formal – aber nicht wirklich, dachte man lange. Bis Anfang der neunziger Jahre glaubte fast niemand an die Existenz reiner Kohlensäure – als solche, wohlgemerkt, die Anionen HCO_3^- und CO_3^{2-} kennt man natürlich gut. Und in den meisten Lehrbüchern der (Anorganischen) Chemie steht bis heute, dass man freie Kohlensäure nicht isolieren kann. Weil sie äußerst instabil und daher kurzlebig sei, mit einer Halbwertszeit von nur einer Millisekunde.

„Das stimmt nicht!“, sagt Thomas Lörting, Chemiker an der Uni Innsbruck: „Reine Kohlensäure ist sehr stabil. Sie zerfällt nur in der Gegenwart von Wasser sehr schnell.“ Schon als Dissertant, 2001, fand er in theoretischen Untersuchungen Argumente für diese – damals noch nicht allgemein anerkannte – These: Er hatte in quantenchemischen Rechnungen für die Reaktion von CO_2 und H_2O zu H_2CO_3 erhalten, dass der energetische Berg, der bei dieser Reaktion überwunden werden muss, sehr hoch ist. „Wir waren ganz erstaunt. Wir kamen auf 180.000 Jahre Halbwertszeit.“

Man muss alles Wasser entfernen

Diese Diskrepanz fesselte Lörting: Das wollte er nun auch durch Messungen prüfen. Er wechselte in die experimentelle Gruppe von Erwin Mayer, die bereits Erfahrung mit der Erzeugung von Kohlensäure bei tiefer Temperatur hatte. Ihre Methode nutzte geschickt eine Säure-Base-Reaktion aus: In einer Apparatur unter Vakuum wurden abwechselnd dünne Schichten aus Salzsäure (HCl) und einer wässrigen Lösung eines Hydrogencarbonats (HCO_3^-) auf einem auf 77

Kelvin gekühlten Fenster aus Kaliumbromid kondensiert. Dann wurde langsam erwärmt, die Schichten begannen ineinander zu rinnen – und zu reagieren, nach der Gleichung $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- = \text{H}_2\text{CO}_3$. „Das wurde live mit Infrarot-Spektroskopie beobachtet“, erklärt Lörting: „Man sah, wie die für HCO_3^- typischen Linien verschwinden, wie sich neue Linien bildeten, darunter eine für die neu geknüpfte OH-Bindung. Das war also das IR-Spektrum der Kohlensäure!“

Aus seinen Rechnungen wusste Lörting, dass der Energie-Berg für den Zerfall von Kohlensäure viel niedriger ist, wenn Wasser an diese angelagert ist, sogenanntes Hydrat-Wasser: „Zwei Moleküle Hydrat-Wasser pro Molekül H_2CO_3 reichen, um die Halbwertszeit auf Sekunden zu senken.“ Das heißt: Wenn man langlebige Kohlensäure will, muss man das Wasser entfernen. „Das geschah mit einem Trick“, erzählt Lörting: „Durch das Vakuum in der Apparatur kann man das Wasser sublimieren lassen und abpumpen. Auf dem Fenster bleibt wasserfreie Kohlensäure – immer noch bei tiefen Temperaturen. Dann kann man sie aufwärmen: Bei zirka 200 Kelvin – also immer noch minus 73 Grad Celsius – sublimiert sie unter dem herrschenden Unterdruck von etwa ein Millionstel Bar, dann hat man reine, wasserfreie Kohlensäure in der Gasphase.“

 H_2CO_3 auch auf dem Mars

Das wurde bewiesen, indem sie auf einem zweitem Fenster wieder abgeschieden wurde. Das IR-Spektrum ergab: Es war noch immer Kohlensäure. „Das heißt, sie kann immerhin einige Zentimeter durch die Gasphase fliegen, ohne sich zu zersetzen.“

Charakteristika ihres IR-Spektrums fand man übrigens auch im Spektrum des Halleyschen Kometen. Das spricht für eine weitere kühne Vermutung: Kohlensäure kommt im Weltall frei vor, in Kometen etwa, aber auch in den Polkappen des Mars.

Wie fühlt sie sich eigentlich an, die Kohlensäure? „Kalt. Wir haben für eine Publikation ein wenig Kohlensäure auf den Finger gelegt und ein paar Minuten ausgehalten. Wenn es wärmer wird, sieht man dann auf dem Finger die CO_2 -Bläschen aufsteigen.“



PHYS. CHEM.: Thomas Lörting

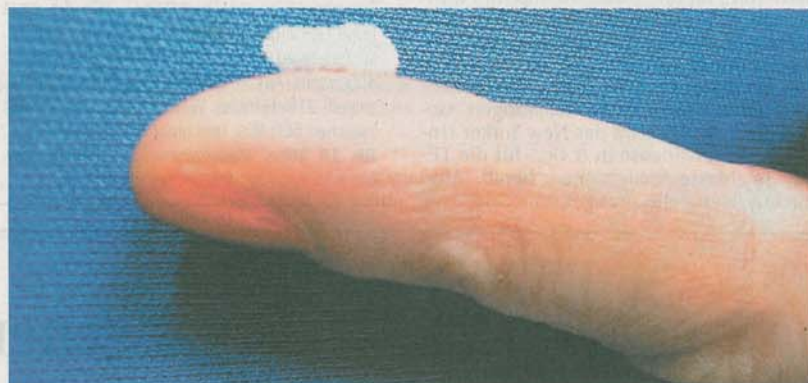
1973 in Innsbruck geboren, studierte Thomas Lörting (in Publikationen: Loerting) an der dortigen Universität. Nach dem Doktorat ging er für zwei Jahre ans Massachusetts Institute of Technology (zu Nobelpreisträger Mario Molina). Seit 2004 leitet er die Gruppe „Ice Physics“ an der Uni Innsbruck. Novartis-Preis 2005. (UIBK)

Nun will Lörting in einem FWF-Projekt die so lange falsch eingeschätzte Säure näher charakterisieren. Spannend ist sie auch im festen Zustand: „Wir konnten zwei Formen erzeugen, eine aus wässriger Lösung, eine aus Methanol.“ Welche Struktur diese Modifikationen haben, ist ungeklärt: Dazu braucht man Röntgenspektren der Kristalle, die in einer Kooperation mit dem University College in London interpretiert werden sollen. Dann wird man wissen, ob und wie sich die OH-Gruppen der Moleküle aneinander lagern. In der Gasphase tun sie das: Dort ist das Dimer – je zwei H_2CO_3 -Moleküle sind durch zwei Wasserstoffbrücken verbunden – viel stabiler als die einzelnen Moleküle.

Das 18. und das ganz normale Eis

So faszinierend die Erforschung der Kohlensäure ist – sie ist nicht das einzige Thema, dem sich Lörting widmet. Den Novartis-Preis 2005 hat er etwa für seine Arbeiten über ein noch „gewöhnlicheres“ Molekül bekommen: Wasser bzw. Eis. So fand er 2001 zu den bekannten 17 Modifikationen von Eis eine 18.: das „Very high density amorphous ice“ (VHDA). Das freilich nur bei hohem Druck entsteht. Ganz gewöhnlichem „Eis I“ gilt ein Projekt gemeinsam mit der Firm AST in Reutte: Gesucht wird eine Methode, um Kunsteis für Eislaufplätze bei nur minus zwei Grad Celsius herzustellen.

Weiters befasst sich Lörting mit der Chemie der Atmosphäre: dem Abbau der Ozonschicht durch Fluorkohlenwasserstoffe und – dem sauren Regen. Denn auch wenn derzeit selten davon die Rede ist: Er ist noch immer sauer, durch Emissionen von Schadstoffen wie Schwefeldioxid (SO_2). Damit aus diesem Schwefelsäure (H_2SO_4) wird, muss es in der Atmosphäre zu SO_3 oxidiert werden, das dann hydratisiert wird. Auch hier: Grundlagenforschung, die zum Verständnis des Alltags und der Umwelt beiträgt.



„Kalt.“ Der Stoff, der man lange für nicht isolierbar hielt: Kohlensäure auf dem Finger. (UIBK)