

Warum die Chemie so wichtig ist

Die chemischen Grundlagen

Vom Atom bis zu Redoxpotenzialen

Kapitel 1

Chemie: Was Sie darüber wissen sollten

In diesem Kapitel erläutern wir alles, was an Chemie für die biochemischen Vorgänge wichtig ist, mit denen wir uns im Rest dieses Buches noch oft befassen werden.

Warum interessieren Sie sich für Biochemie?

Die Antwort auf diese Frage könnte lauten: »Wieso denn nicht?« oder »Na ja, weil es im Studium verlangt wird!« Die erste Antwort ist gar nicht so schlecht, zeigt sie doch ein gewisses Interesse an diesem spannenden Thema. Vielleicht sitzen Sie gelegentlich abends auf dem Sofa und denken über die Komplexität des Lebens nach. Allein die Tatsache, dass Sie auf dem Sofa sitzen können, erfordert eine Unmenge chemischer Reaktionen, die permanent im Körper ablaufen und perfekt zusammenwirken müssen. Als ich mich zum ersten Mal mit den minimalen strukturellen Unterschieden zwischen Stärke und Zellulose befasst habe, war ich völlig verblüfft: Nur ein winziger Unterschied in der chemischen Bindung zweier Substanzen ist dafür verantwortlich, dass eine Kartoffel essbar und nicht hart und trocken wie Holz ist! So entstand letztlich auch dieses Buch.

Egal, um welche Prozesse des Lebens es sich auch immer handelt – Biochemiker interessiert vor allem, *wie* Leben funktioniert. Werfen wir daher als Erstes einen Blick auf das, was allen Vorgängen im Körper zugrunde liegt: die chemischen Abläufe.



Stecken Sie gerade mitten in einem (Bio-)Chemiestudium oder hatten Sie Chemie als Leistungsfach in der Schule, können Sie die ersten drei Kapitel überspringen (vielleicht möchten Sie sich aber einige Details noch einmal vergegenwärtigen?). Ansonsten bieten wir Ihnen jetzt in allerknappster Form einen kleinen »Grundkurs Chemie«.

Chemie und das ganze Drumherum

Die Chemie ist, kurz gesagt, die Wissenschaft, die sich mit den Eigenschaften von Stoffen und deren Umwandlung beschäftigt. Sie beruht auf Erkenntnissen der Physik und bildet die Grundlage für einen guten Teil der Biologie. Aha! Da haben wir es schon. Wie wir bereits gesehen haben, geht es in der Biochemie um die Umwandlung von Stoffen im Körper. Um diese Umwandlungen besser zu verstehen, sind also Kenntnisse in der Chemie unerlässlich. Fangen wir daher ganz von vorn an, beim (fast) Aller kleinsten, nämlich den Atomen und Molekülen.

Elemente, Atome, Moleküle und Verbindungen

In der Chemie, also auch in der Biochemie, haben wir es mit Elementen, Atomen, Molekülen und Verbindungen zu tun.

Elemente sind die Grundstoffe, auf denen alles beruht, wie zum Beispiel Wasserstoff, Kohlenstoff, Sauerstoff. Die Elemente werden im sogenannten *Periodensystem* nach ihren jeweiligen atomaren Eigenschaften aufgelistet und sortiert (siehe Abbildung 1.1). Elemente bestehen also aus *Atomen*.



Die Elemente werden im Periodensystem nach ihrer Masse angeordnet. Die Einheit hierfür ist das *u*, die *atomare Masseneinheit*. Ein *u* entspricht definitionsgemäß 1/12 der Masse eines Kohlenstoffatoms. Wasserstoff hat also die Atommasse 1, Sauerstoff 16, Phosphor 30 (nicht ganz genau, weil es von vielen Elementen *Isotope* gibt, das heißt mehrere »Ausgaben« des Elements, jedoch mit unterschiedlicher Masse).

Der historischen Bezeichnung nach sind Atome »Elementarteilchen, die sich nicht mehr weiter teilen lassen«, (von griech. »átomos«, das Unteilbare; dass das Atom sehr wohl teilbar ist, hat man erst sehr viel später entdeckt). Alle Eigenschaften eines Elements werden durch die Eigenschaften der Atome bestimmt, also deren innerem Aufbau und räumlicher Anordnung.

Vereinfacht ausgedrückt bestehen Atome aus positiv geladenen *Protonen* und neutralen *Neutronen*. Beide bilden den *Atomkern*. Um diesen Kern kreisen negativ geladene *Elektronen*. Sie dürfen jedoch nicht nach Belieben kreisen, sondern müssen sich an bestimmte Aufenthaltsorte in bestimmten Abständen zu den Protonen und Neutronen halten – sie befinden sich in sogenannten *Orbitalen*, die jeweils nur eine bestimmte Zahl an Elektronen aufnehmen können. Die Orbitale werden der Reihe nach als *s, p, d, f ...-Orbital* bezeichnet. Die Elektronen auf den äußeren Orbitalen sind für chemische Reaktionen (und für bestimmte andere Erscheinungen) wesentlich, man nennt sie auch *Valenzelektronen*. Den Atomaufbau zeigt Abbildung 1.2.

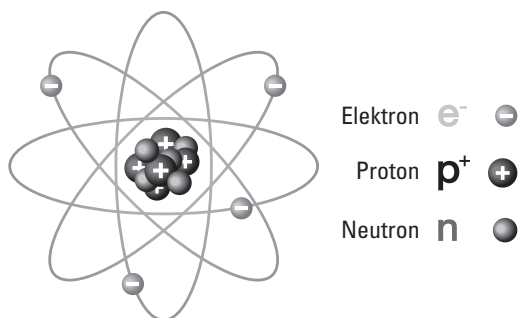


Abbildung 1.2: Atomaufbau sowie Form der s- und p-Orbitale

© Eakglory – stock.adobe.com

Moleküle setzen sich aus gleichen oder verschiedenen Atomen zusammen. Es gibt Moleküle, die nur aus Atomen des gleichen Elements bestehen, beispielsweise Wasserstoff oder Sauerstoff (H_2 oder O_2), oder solche aus mehreren Elementen, beispielsweise Phosphorsäure H_3PO_4 .



Die tiefgestellten Ziffern neben dem Elementsymbol sagen etwas über die Anzahl der jeweiligen Elemente in der Verbindung aus. Im Fall der Phosphorsäure bedeutet dies: 3 Atome Wasserstoff verbinden sich mit einem Atom Phosphor und 4 Atomen Sauerstoff.

Verbindungen bestehen aus einer Vielzahl von verschiedenen Atomen und/oder Molekülen der unterschiedlichsten Art. Ein Beispiel ist Essigsäure CH_3COOH , die aus Kohlenstoff, Sauerstoff und Wasserstoff besteht. Alle Atome sind durch eine *chemische Bindung* miteinander verknüpft.

Warum jedoch gehen Atome überhaupt Verbindungen ein? Hier kommen Energie und Stabilität ins Spiel. Betrachten wir das Periodensystem der Elemente, so werden wir feststellen, dass die stabilsten Atome die Edelgase Helium, Neon, Argon, Xenon und Krypton sind (Radon und Organesson lassen wir aus dem Spiel,

die sind radioaktiv und zerfallen daher rasch zu anderen Elementen). Das ist unter anderem daran zu erkennen, dass sie nur sehr schwer, wenn überhaupt, mit anderen Elementen reagieren, also Verbindungen eingehen. Edelgase haben vollständig mit Elektronen aufgefüllte äußere Schalen, daher die Stabilität. Den anderen Elementen fehlen entweder Elektronen oder sie haben eines oder mehrere zu viel in der äußeren Schale. Sie sind daher aus Stabilitätsgründen bestrebt, diese Schale zu vervollständigen. Und dies können sie auf verschiedene Art und Weise erreichen.

Die Bindungsarten

Atome können auf vier verschiedene Arten miteinander verbunden sein, die wir in den folgenden Abschnitten erklären.

Ionenbindung

Fangen wir mit der *Ionenbindung* an (siehe Abbildung 1.3).

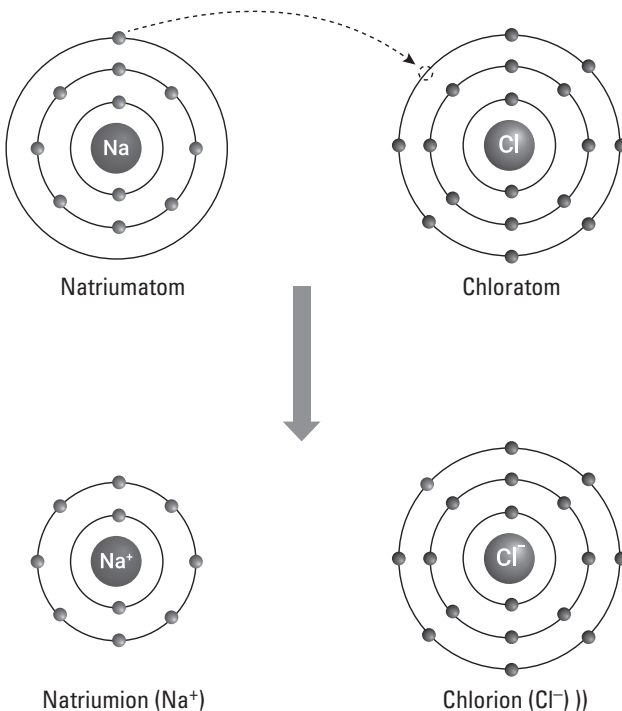


Abbildung 1.3: Ionische Bindung zwischen Natrium und Chlor zu Natriumchlorid (Kochsalz) © Reuel Sa – stock.adobe.com

Grundsätzlich gilt: Ein Atom besitzt die gleiche Anzahl an positiv geladenen Protonen wie negativ geladenen Elektronen (die Neutronen spielen hier, da neutral, keine Rolle). Es ist daher nach außen neutral. Will ein Atom die Konfiguration eines Edelgases erreichen und gibt es dazu ein oder mehrere Elektronen ab oder nimmt eines oder mehrere auf, so ändert sich dadurch seine Ladung. Es wird positiv (bei Abgabe eines oder mehrerer Elektronen) oder negativ (bei Aufnahme eines oder mehrerer Elektronen). Nun weiß jeder, dass sich entgegengesetzte elektrische Ladungen anziehen, und zwar sehr stark. Daraus resultiert eine im Allgemeinen sehr starke Bindung zwischen Atomen.

Kovalente Bindung

Nun gibt es jedoch auch Atome, die sich nicht von ihrem Eigentum, den Elektronen, trennen wollen. Sie teilen sie lieber nur mit den anderen. So ist es beispielsweise bei allen gasförmigen Elementen (außer den oben erwähnten Edelgasen), die sich stets zu Molekülen zusammenschließen. Dabei teilt jedes einzelne Atom so viele Elektronen mit dem anderen, dass beide im Endeffekt ein »gefülltes Orbital«, eine *Edelgaskonfiguration*, aufweisen.

So hat ein Chloratom sieben Außenelektronen und teilt sich mit einem »Kollegen« ein Elektron, sodass beide im Mittel acht Elektronen besitzen und das Orbital damit gefüllt ist. Ein Sauerstoffatom hat sechs Außenelektronen und teilt sich mit einem anderen zwei Elektronen. Eine praktische Lösung, nicht wahr? Das Ganze funktioniert übrigens auch sehr gut mit zwei verschiedenen Atomen, wie zum Beispiel mit Wasserstoff und Chlor, die sich zu Chlorwasserstoff verbinden, gemeinhin Salzsäure (siehe Abbildung 1.4).

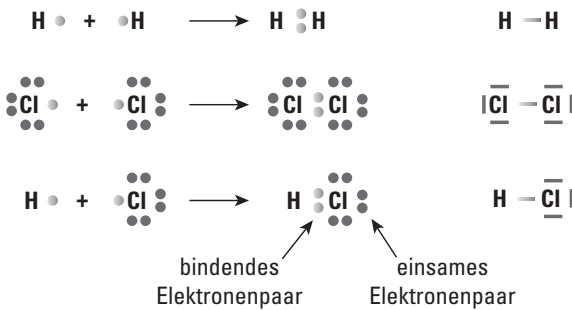


Abbildung 1.4: Kovalente Bindung: Teilung von Elektronen zwischen zwei Atomen
© natros - stock.adobe.com

Wie aus der Abbildung zu ersehen, spricht man von *bindenden* und nicht bindenden (*einsamen*) Elektronenpaaren.

Metallische Bindung

Diese Art der Bindung sei hier nur kurz erwähnt, da sie bei der Biochemie eigentlich keine Rolle spielt. Metallatome verlieren leicht ihre äußeren Elektronen und bilden positiv geladene Ionen. Sie werden dann von einer Wolke aus negativ geladenen Elektronen umgeben, die sich ziemlich frei bewegen (können). Darauf beruht die hohe elektrische Leitfähigkeit vieler Metalle (siehe Abbildung 1.5).

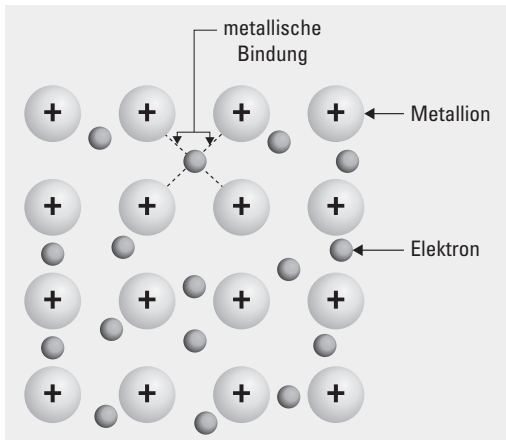


Abbildung 1.5: Metallische Bindung © Reuel Sa – stock.adobe.com

Hybridisierung

Bei Kohlenstoffverbindungen, mit denen wir es im Weiteren zu tun haben werden, spielt jedoch noch eine andere Sache eine entscheidende Rolle: die *Hybridisierung*, bei der verschiedene Orbitale zu einem Hybridorbital verschmelzen. Sehen wir uns das mal genauer an.

Die Elektronen bewegen sich in verschiedenen Orbitalen. Das (energetisch) niedrigste Orbital ist das kugelförmige s-Orbital mit zwei Elektronen (1s-Orbital). Energetisch höher auf der nächsten Stufe liegen das nächste s-Orbital (2s-Orbital, ebenfalls kugelförmig) und drei hantelförmige p-Orbitale in x-, y- und z-Richtung, sodass dort insgesamt sechs Elektronen Platz hätten, zusammen mit den Elektronen aus dem 2s-Orbital also acht – was die Konfiguration des Edelgases Neon ergeben würde.

Der Kohlenstoff hat jedoch nur vier Außenelektronen (4. Gruppe im Periodensystem): Zwei besetzen das energetisch niedrigere 2s-Orbital und zwei je ein

energetisch höheres p-Orbital. Günstiger wäre es für den Kohlenstoff jedoch, wenn alle Elektronen dieselbe Energie hätten. Das kann tatsächlich geschehen, und zwar dadurch, dass sich zwei oder mehr Orbitale »mischen«, »hybridisieren«. Dabei gibt es mehrere Möglichkeiten: Es können sich jeweils 1 2s-Orbital und 1 p-Orbital mischen, dann spricht man von einem sp -Hybridorbital, und entsprechend 1 s-Orbital mit 2 oder gar drei p-Orbitalen, woraus sich sp^2 - beziehungsweise sp^3 -Orbitale ergeben. Schwierig vorzustellen? Dann betrachten Sie Abbildung 1.6.

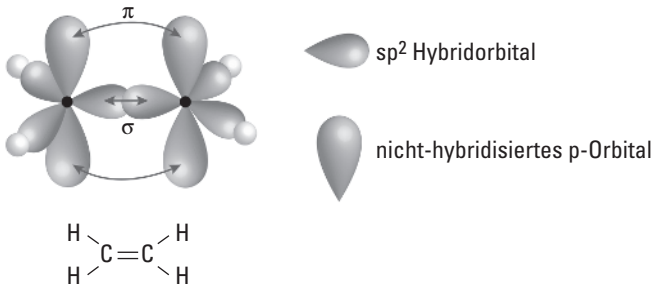


Abbildung 1.6: sp^2 -Hybridorbitale mit zwei nicht hybridisierten p-Orbitalen (Ethylen)
© natros – stock.adobe.com

Aus der Abbildung lässt sich übrigens noch etwas anderes erkennen, dass es nämlich verschiedene Arten der Bindung gibt. Diejenige zwischen den hybridisierten Orbitalen nennt man σ -Bindung (die relativ stark ist) und diejenige zwischen nicht-hybridisierten Orbitalen heißt π -Bindung (die etwas schwächer ist). Wir haben es hier mit einer *Doppelbindung* zu tun, was durch die beiden Striche zwischen den C-Atomen darunter angedeutet wird.

Interessant, nicht? Je nach Grad der Hybridisierung können also Einfachbindungen, Doppelbindungen und Dreifachbindungen eingegangen werden! Was das für Konsequenzen hat, sehen wir in den nächsten Kapiteln.

Weitere Arten von Bindungen, Bedeutung der Elektronegativität

Wie wir gesehen haben, können sich verschiedene Atome miteinander zu Molekülen verbinden. Nun sind diese Atome nicht alle gleich, sondern haben durchaus sehr unterschiedliche Eigenschaften. Die einen haben mehr Protonen im Kern, die anderen mehr Elektronen in der äußeren Hülle. Das hat Konsequenzen bei einer Verbindung der beiden. Betrachten wir beispielsweise das Wasser, eine Verbindung aus Sauerstoff und Wasserstoff. Sauerstoff ist ein wesentlich schwereres

Element als Wasserstoff, er verfügt über wesentlich mehr Protonen als der Wasserstoff mit seinem einen und einzigen. So viele Protonen haben natürlich auch eine wesentlich höhere Anziehungskraft auf die Elektronen. Dagegen kommt der Wasserstoff nicht an. Im Endergebnis halten sich die Elektronen daher wesentlich stärker beim Sauerstoff auf als beim Wasserstoff, was wiederum bedeutet, dass der Sauerstoff »negativer« geladen ist als der Wasserstoff. Man spricht davon, dass der Sauerstoff *elektronegativer* ist als der Wasserstoff, zudem ist eine solche Verbindung *polar*, das heißt, sie besitzt einen mehr negativen und einen mehr positiven Pol, weil die Elektronen ja stärker zu einer Seite gezogen werden.



Die Elektronegativität ist ein relatives Maß für die Fähigkeit eines Atoms, innerhalb einer Verbindung die bindenden Elektronen auf seine Seite zu ziehen. Sie hängt von der Kernladung und der Größe des Atoms ab, wobei gilt, dass die Elektronegativität höher wird, je weniger Elektronen zur Edelgasschale fehlen. Je weiter rechts also ein Element im Periodensystem steht, desto elektronegativer ist es. So ist zum Beispiel Fluor – F – das Element mit der höchsten Elektronegativität. Es gibt verschiedene Skalen der Einteilung von elektronegativen Elementen.

Je größer der Unterschied in der Elektronegativität der Atome einer Verbindung ist, desto polarer ist die Verbindung.

Für das Wassermolekül bedeutet dies, dass die Seite mit dem Sauerstoff negativer geladen ist als die Seite mit dem Wasserstoff. Sind jetzt viele Wassermoleküle beisammen, so hat das interessante Konsequenzen. Wie wir bereits festgestellt haben, ziehen sich Gegensätze an (eine Binsenweisheit, klar). Was liegt daher näher als die Vermutung, dass die negative Seite des einen Wassermoleküls und die positive Seite des anderen einander näherkommen? Und genauso ist es. Es entsteht eine Bindung zwischen den einzelnen Molekülen, die allerdings längst nicht so stark ist wie eine »echte« kovalente Bindung. Dennoch ergeben sich daraus einige Folgen, über die wir ebenfalls in den nächsten Kapiteln sprechen werden. Hier sei nur so viel gesagt, dass es sich bei dieser Art der Bindung um eine *Wasserstoffbrückenbindung* handelt. Eine solche Bindung ist verwandt mit der *Dipol-Dipol-Wechselwirkung*, nur dass Letztere meist wesentlich schwächer ist und auch zwischen anderen Atomen als Sauerstoff und Wasserstoff auftritt. Wasserstoffbrückenbindungen existieren nicht nur im Wasser, sondern allgemeinen zwischen Verbindungen mit OH-Gruppen.

Weitere sehr schwache Bindungen entstehen durch die sogenannten *Van-der-Waals-* und die *London-Dispersionskräfte*. Sie treten aufgrund der ständigen Bewegung der Elektronen in einem Atom auf, wodurch zeitweilig eine geringfügige Ladungsverschiebung entsteht, also ein temporärer Dipol innerhalb des Moleküls.

Das kleine hydrophile COOH-Ende geht angesichts des riesigen unpolaren Kohlenwasserstoffschwanzes (fast) völlig unter (Laurinsäure kommt übrigens im Kocosfett und Palmkernöl vor und wird zur Herstellung von Seifen verwendet).

Komplexe (Koordinationsverbindungen)

Eine ebenfalls wichtige Rolle spielen in der Biochemie die *Komplexe* oder Koordinationsverbindungen). Darunter versteht man Strukturen mit einem Zentralatom. Dabei handelt es sich häufig um ein Metallatom aus den Übergangsgruppen des Periodensystems, das sind die Gruppen 3 bis 12 (auch Nebengruppen genannt). Diesem Zentralatom fehlen einige Elektronen zum Erlangen eines »gefüllten Orbitals«. Es ist von mehreren anderen Verbindungen, den *Liganden*, umgeben, welche diese Elektronen zur Verfügung stellen, und wird durch eine koordinative Bindung zusammengehalten. Wie ein solcher Komplex aufgebaut ist, zeigt Abbildung 1.7.

Häm b

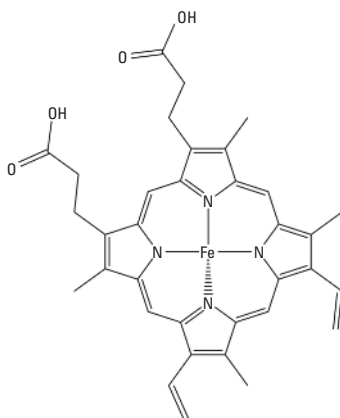
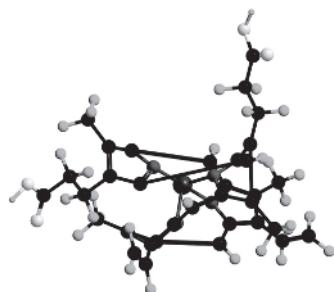


Abbildung 1.7: Beispiel für die Struktur eines (Eisen-)Komplexes (Häm – Bestandteil des Hämoglobins, Farbstoff in den roten Blutkörperchen)
© raimund14 – stock.adobe.com

Redoxreaktionen

Reaktionen, bei denen Elektronen von einem Atom zum anderen übergehen, spielen in der Biochemie eine wichtige Rolle. Man spricht hier von einer *Redoxreaktion*, weil sich die *Oxidationsstufen* der jeweiligen Atome dabei ändern: Das eine Atom wird *oxidiert*, das andere *reduziert*.

Wie wir bereits gesehen haben, besitzen die meisten Atome eine unvollständig von Elektronen besetzte äußere Schale und sind deshalb elektrisch instabil. Holen sie sich ein Elektron von einem anderen Atom (oder geben sie eines ab, je nachdem), dann ist die äußere Schale zwar besetzt, aber das Atom verfügt jetzt über eine Ladung, da die Zahl der Protonen und der Elektronen nicht mehr übereinstimmt.

Betrachten Sie zum Beispiel noch einmal die Reaktion zwischen Natrium (Na) und Chlor (Cl) zu NaCl (Natriumchlorid, profaner gesagt: Kochsalz). Natrium hat ein einzelnes Elektron in seiner äußeren Schale, und das müsste Na abgeben, um eine abgeschlossene äußere Schale zu haben (die Neon-*Elektronenkonfiguration*). Chlor hingegen hat sieben Elektronen in der äußeren Schale. Es benötigt daher ein weiteres Elektron, um die abgeschlossene Schale des Argons zu erreichen. Was liegt also näher, als dass Natrium das »einsame« Elektron an das Chlor abgibt? Und genau das geschieht. Aber: Da Natrium anschließend ein Elektron fehlt, ist es einfach positiv geladen, und aus dem Natriumatom Na ist ein Natriumion Na^+ geworden. Ähnlich beim Chlor: Das zuvor neutrale Chloratom Cl ist jetzt ein einfach negativ geladenes Chlorion Cl^- .

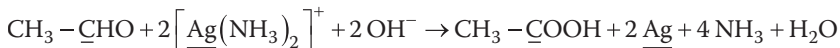
Natrium wurde zu Na^+ *oxidiert* und hat nun die Oxidationsstufe +1.

Chlor wurde zu Cl^- *reduziert* und hat nun die Oxidationsstufe –1.

Oxidationsstufen berechnen

Bei der Reaktion von Natrium und Chlor zu Kochsalz ändern sich sowohl die Ladung als auch die Oxidationsstufe der beiden Reaktionspartner in gleicher Weise. Das ist aber eher die Ausnahme als die Regel! Die Oxidationsstufe oder Oxidationszahl hat mit der realen Ladung eines Atoms nur bedingt etwas zu tun. Sie ist lediglich ein Hilfsmittel zum besseren Verständnis von Redoxreaktionen, das auf der Elektronegativität der Bindungspartner beruht. Kurzum: Die Oxidationsstufe gibt an, wer in einer Verbindung die Elektronen auf seine Seite zieht. Die Gesamtsumme der Oxidationszahlen bei einer Reaktionsgleichung muss immer 0 betragen.

Dazu ein Beispiel, die Oxidation von Acetaldehyd mit Silbernitrat zu Essigsäure (*Tollensprobe*):



Das Kohlenstoffatom der Aldehydgruppe ($-\text{CHO}$) auf der linken Seite hat die Oxidationszahl $+1$, Silber die Oxidationszahl $+1$. Auf der rechten Seite der Gleichung erhält das C-Atom die Oxidationszahl $+3$ und Silber die Oxidationszahl 0 . Aber warum ist das so?

Kohlenstoff C und Wasserstoff H besitzen etwa die gleiche Elektronegativität, während Sauerstoff wesentlich elektronegativer ist. Der Kohlenstoff links »erhält« formal ein Elektron von H und »verliert« zwei an Sauerstoff. Damit hat C am Ende die Oxidationszahl $+1$. Auf der rechten Seite ist das C-Atom (wiederum formal!) an ein Sauerstoffatom und eine OH-Gruppe gebunden, sodass ihm gleich drei Elektronen fehlen. Somit wird ihm die Oxidationsstufe $+3$ zugesprochen. Elemente wie das Silber rechts haben immer die Oxidationsstufe 0 .



Regeln für die Berechnung von Oxidationszahlen

1. **Wasserstoff** hat in Nichtmetallverbindungen die Oxidationszahl $+1$ (H_2O).
2. **Sauerstoff** hat in Verbindungen meistens die Oxidationszahl -2 (H_2O).
3. **freie Elemente** haben die Oxidationszahl 0 (H_2).
4. Bei **einfachen Ionen** ist die Oxidationszahl gleich der Ladung (Na^+).
5. Die **Summe der Oxidationszahlen** eines Moleküls ist 0 (H_2O).
6. Die **Summe der Oxidationszahlen** eines Ions ist gleich der Ladung (OH^-).

Klingt kompliziert? Vielleicht, aber wir kommen in den nächsten Kapiteln immer wieder darauf zu sprechen und dann wird klar werden, wie nützlich dieser Formalismus ist.

Redoxpotenziale

Bei der Bildung von Kochsalz verlaufen *Oxidation* und *Reduktion* parallel; es ist, kurz gesagt, eine *Redoxreaktion*. Die Triebkraft für die jeweilige Oxidation beziehungsweise Reduktion ist das *Oxidations-* beziehungsweise das *Reduktionspotenzial*. Eine Redoxreaktion lässt sich mithin auch in zwei Halbreaktionen aufteilen. Je stärker das jeweilige Potenzial ist, desto stärker ist auch die Kraft des jeweiligen Elements, ein anderes zu oxidieren (ihm also ein Elektron zu »entreißen«) oder zu reduzieren (ihm ein Elektron zu überlassen). So ist zum Beispiel

Lithium ein äußerst starkes Reduktionsmittel und Fluor das stärkste Oxidationsmittel überhaupt.

Angegeben wird das Potenzial in Volt (V) und die Größe des Potenzials wird gegenüber einer Standardelektrode (siehe Abbildung 1.8) unter Standardbedingungen gemessen. Dieses Potenzial wird definitionsgemäß gleich 0 V gesetzt und als E^0 angegeben:

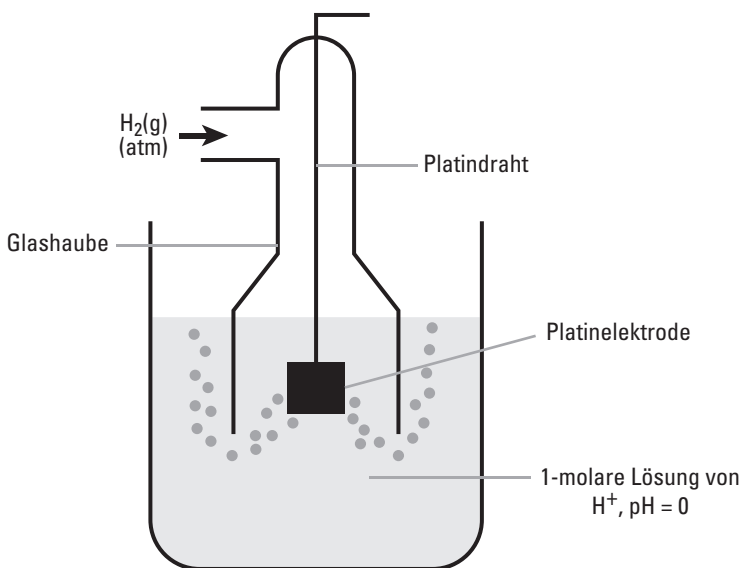


Abbildung 1.8: Prinzip einer Standardwasserstoffelektrode

© SAMYA – stock.adobe.com



In der Biochemie wird meistens nicht die Standardwasserstoffelektrode als Referenz verwendet, weil unter physiologischen Bedingungen ein pH-Wert von 7 sinnvoller ist (zum pH-Wert siehe Kapitel 2). Es ergibt sich dadurch eine Potenzialdifferenz von 0,413 V. Die Werte werden hier mit E' bezeichnet. $E^{0'}$ ist also gleich $-0,413 E^0$.

Damit haben wir ein paar grundlegende Dinge der Chemie, die zum besseren Verständnis des Folgenden dienen, zumindest angerissen. Weitere wichtige Punkte wie funktionelle Gruppen, Mesomerie etc. sprechen wir in den jeweiligen Kapiteln an.



Wenn Sie sich genauer mit der Materie beschäftigen wollen, dann nehmen Sie sich doch die verschiedenen ... *für-Dummies*-Bände über Chemie vor.