ETHANOL ZU ETHANOL - OXIDATION/REDUKTION?

Elektronenübertragungen mit Hilfe von Oxidationszahlen sichtbar machen

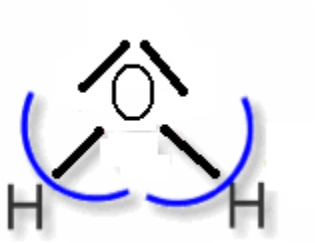
Die Ausgangslage:

Bei vielen (bio)chemischen Reaktionen handelt es sich um Redoxreaktionen, d. h. in irgendeiner Form werden Elektronen ausgetauscht.
Bei Redoxreaktionen, an denen nur Ionen beteiligt sind, ist der Elektronentausch leicht zu erkennen, denn da kann man die Zahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen direkt aus der Ladung der einzelnen Ionen abgelesen.
Dies ist bei anderen Reaktionen nicht ohne weiteres möglich, da die z. B. Atome in Molekülen oft keine echten Ladungen aufweisen. Hier helfen die sogenannten **Oxidationszahlen**. Diese gehen an Stelle von echten Ladungen von „fiktiven" Ladungen aus.

Wie man Oxidationszahlen ermittelt (1. - 3.) und benutzt (4.)

Wie wäre das bei reinem Sauerstoff oder Wasserstoff

1. Atome teilen sich die Elektronen in Elektronenpaarbindungen. Sind an der Bindung Atome gleicher Elektronegativität beteiligt, tun wir so, als ob jeder Bindungspartner ein Elektron für sich beansprucht. Sind aber an der Bindung Atome unterschiedlicher Elektronegativität beteiligt, ordnen wir beide Elektronen aus der Bindung dem elektronegativeren Partner zu. Im Wassermolekül lässt sich dies einfach verdeutlichen. Sauerstoff hat eine Elektronegativität von 3,5 und Wasserstoff eine von 2,1. Man zieht am einfachsten eine Art Grenze, die anzeigt, wem die Elektronen (gedacht) zugeordnet werden.

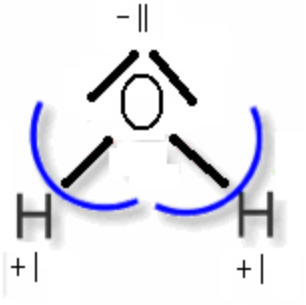


Wie kann man das aus dem PSE ablesen?

2. Man zählt nun alle Elektronen, die man einem Atom zugeordnet hat und vergleicht sie mit der Anzahl der Valenzelektronen, die es eigentlich laut Periodensystem haben sollte.

… Hm, ich brauche weitere Beispiele!

3. Hat das Atom in der Verbindung mehr Elektronen, als es haben sollte, bekommt es eine fiktive negative Ladung – hat es weniger Elektronen, so bekommt es eine fiktive positive Ladung in Form von „Oxidationszahlen". Diese werden in römische Ziffern notiert.



Stammen die Elektronen jetzt vom Sauerstoff?

4. Wechselt nun ein Element im Laufe einer chemischen Reaktion die formale Ladung (Oxidationszahl), so entspricht das - gleichbedeutend mit dem Wechsel einer echten Ladung - einer Aufnahme bzw. Abgabe von Elektronen. Also kann man Oxidationen und Reduktionen nicht nur am Wechsel echter, sondern auch am Wechsel formaler Ladungen erkennen:

Oxidation bei steigender Oxidationszahl, Reduktion bei sinkender Oxidationszahl

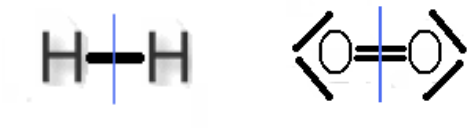
Aufgaben:

- Lesen Sie den Text und vollziehen Sie die genannten Beispiele nach.
- Entscheiden Sie, ob bei der von uns betrachteten Reaktion die übertragenen Elektronen vom Sauerstoffatom stammen können, welches später im Wassermolekül gebunden ist.
- Tauschen Sie sich diesbezüglich mit Ihrem Nachbarn aus und beziehen Sie gemeinsam eine begründete Position, die Sie auch vorstellen können.

LNCU Team: G. von Borstel, Stand 2018. Alle Materialien, sofern nicht anders gekennzeichnet, unter CC BY-NC-SA 4.0

Hilfen:

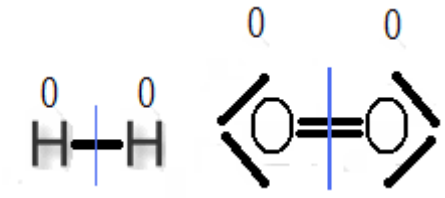
Zu 1.: Zum Vergleich einmal die Zuordnung der Elektronen in einem Wasserstoffmolekül oder Sauerstoffmolekül. Hier werden die Elektronenpaare jeweils auf beide Bindungspartner verteilt, da beide Atome in den Molekülen jeweils die gleiche Elektronegativität haben. Den Strich/die Grenze kann man folglich in die Mitte der Bindung zeichnen:



Zu 2.: Zur Erinnerung – Atome von Elementen der 6. Hauptgruppe, wie z. B. Sauerstoff, haben 6 Valenzelektronen. Ein Wasserstoffatom (Element der 1. Hauptgruppe), hat 1 Valenzelektron und ein Kohlenstoffatom (Element der 4. Hauptgruppe) demzufolge 4 ….

Zu 3.
Sauerstoff haben wir im Wassermolekül alle vier Elektronenpaare zugeordnet (zwei bindende und zwei freie). Dies entspricht 4 mal 2 also 8 Elektronen. Damit hat er zwei Elektronen mehr als ein Sauerstoffatom und somit die gedachte Ladung –II.
Wasserstoff aber bekommt gar kein Elektron aus der Bindung zugesprochen. Es fehlt ihm also formal ein Elektron und er hat eine negative Ladung zu wenig. Daraus folgt die Oxidationszahl +I.

Fasst man 1. und 2. zusammen, so wird klar, dass die Atome in den Molekülen von Elementen wie z. B. Sauerstoff oder Wasserstoff die Oxidationszahl Null haben müssen. Wasserstoffatome sollten ein Valenzelektron haben, Sauerstoffatome sechs. Und auf diese Zahl kommt man durch das „Aufteilen“ der Elektronenpaarbindungen auch für jedes einzelne Atome 6 haben. Die Null gibt es übrigens nicht als römische Zahl ☺!



Zu 4. Sauerstoff hatte im Kupferoxid bereits die Ladung (und damit auch die Oxidationszahl) -2 – und nun?

LNCU Team: G. von Borstel, Stand 2018. Alle Materialien, sofern nicht anders gekennzeichnet, unter CC BY-NC-SA 4.0