

08.12.2020

„Zunächst vielen Dank für ihre Mühe mit den Videos! In meinem Semester herrscht große Begeisterung wegen der inhaltlichen und didaktischen Umsetzung! Seit es um den pH ging stellt sich mir allerdings die Frage, wie genau es überhaupt zur Entstehung von H_3O^+ kommt, da ja entsprechend der Oktett Regel der Sauerstoff nur 2 Elektronen braucht um die äußere Schale zu füllen. Wodurch entsteht die Bindungsaffinität dennoch? Und welche Form der Bindung würde das zusätzliche H mit dem H_2O eingehen? Ich hatte diesbezüglich bereits 2-3 Leute aus meinem Semester befragt, die hatten allerdings auch keine Antwort auf die Fragen. Vielleicht könnten Sie hier Licht in Dunkle bringen :)“

Danke für das Lob 😊 Das Missverständnis liegt wohl darin, dass nicht ein H, sondern ein H^+ an das H_2O -Molekül bindet. Die äußere Schale des Sauerstoffs ist gemäß der Oktettregel bereits vorher voll. Es kommt auch kein Elektron mehr dazu, weil ein H^+ gar kein Elektron mehr hat. Der Sauerstoff stellt also allein das Elektronenpaar für die Bindung zur Verfügung. Formal handelt es sich also nicht um eine kovalente sondern um eine koordinative Bindung, ein Bindungstyp, bei dem das Elektronenpaar von nur einem der beiden Bindungspartner kommt.

10.11.2020

„vielen Dank für Ihre super Videos. Es macht echt Spaß diese anzusehen!

Danke für das Lob 😊

Heute, beim Thema Säuren und Basen, ist mir jedoch eine Frage aufgetaucht. Bei Folie 31 wurde mit Hilfe eines Schaubildes nochmal der Unterschied zwischen einer starken und einer schwachen Säure erläutert - was soweit auch verständlich ist. Sehe ich das richtig, dass man den Unterschied einer schwachen und starken Säure nicht in der Reaktionsgleichung ablesen kann?

Ja, so ist das. Die Gleichung sagt nichts darüber aus.

Bei beiden Beispielen werden in der Gleichung die „Hs“ abgegeben. Falls die Vermutung richtig ist, dass ich es an der Gleichung nicht sehen kann, woran erkenne ich dann, was eine starke/schwache Säure ist? Nur etwa durch die pK-Werte?

Ebenfalls richtig. Je kleiner der pK_s -Wert, desto stärker ist die Säure.

In der Abbildung repräsentieren die Längen der Pfeile, die nach unten zeigen die pK_s -Werte. Für Wasser (links) 14 = schwach, für Salzsäure (Mitte) -6 = sehr stark, für Essigsäure (rechts) 4,75 = mittelstark. Das alles kann man auch noch mal für andere Säuren der Folie 38 entnehmen.

Des Weiteren hatte ich ein Verständnisproblem bei Seite 34/35 (starke Säure).

Bei der Gleichung: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$ steigen doch mein H^+ an somit sinkt mein pH-Wert.

Ja, so ist das.

Deshalb muss bei der zweiten Gleichung der pOH-Wert steigen um alles im Gleichgewicht zu behalten

Ja, korrekter formuliert, „wegen des Ionenproduktes des Wassers“ , somit sinkt bei Gleichung 2 der OH-Wert: $\text{H}_2\text{O} + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.

Auch das ist (fast) richtig. Ganz korrekt muss es heißen:



03.11.2020

„Ich habe mir heute Ihre Vorlesung zum PH Wert angesehen und habe entweder einen Verständnisfehler in der Folie, oder die eine Skala muss nach meinem Verständnis anders herum gedreht werden. Es geht um die Folie 23. Da lese ich ab, dass ein PH von 1 sehr viele OH Ionen haben muss, was aber in den anderen Definitionen und Abbildung anders herum dargestellt wird.“

Nach erneuter Betrachtung von Folie 23 kann ich immer noch keinen Fehler entdecken. Vermutlich liegt folgendes Missverständnis vor: Es ist in der unteren Grafik nicht von OH^- , sondern von pOH^- die Rede ist. Und da verhält es sich ähnlich, wie beim pH: wegen des negativen dekadischen Logarithmus bedeuten große Werte niedrige Konzentrationen.

13.10.2020

„in unserer Lerngruppe kam kürzlich die Frage auf, ob es denn theoretisch möglich ist, dass pH-Werte unter 1 bzw. über 14 existieren und wie das dann konkret aussehen würde.“

Ja, es gibt sogar negative pH-Werte und welche über 14:

Letters

Negative pH Does Exist

pH is commonly used as a measure of the hydronium ion concentration in chemistry, biochemistry, soil science, wine science, and other fields:

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})] \quad (1)$$

The logarithmic pH scale of eq 1 is open-ended, allowing for pH values below 0 or above 14. Nevertheless, there is much confusion about the permissible range of the pH scale (e.g., 1–16). The misconception that pH lies between 0 and 14 has been perpetuated in popular-science books (1–3), textbooks (4–8), revision guides (9), and reference books (10–16).

Although many chemistry texts state or infer that negative pH values are possible, typically no examples are given. This may be because negative pH values are difficult to measure experimentally (17, 18) and there has been a lack of suitable buffer standards for pH < 1. It is easier to report H_3O^+ concentrations or total acid concentrations in the 10^0 – 10^1 mol L⁻¹ range than imprecise negative pH values. Furthermore, most texts have a diagram of a pH scale similar to Figure 1A. Comparison of the typical textbook diagram (without arrows on the pH-scale axis) to mathematical-textbook diagrams (e.g., 19, 20, 21), suggests that the pH scale is a closed line interval rather than the open-ended scale shown in Figure 1B.

The misconception might be minimized by using pH scale diagrams similar to Figure 1B and listing examples of solutions, with pH outside the 0–14 range, in textbooks. For example, commercially available concentrated HCl solution (37% by mass) has pH ≈ -1.1, while saturated NaOH solution has pH ≈ 15.0 (22). Hot springs near Ebeko volcano, with naturally occurring HCl and H₂SO₄, have estimated pH values as low as -1.7 (23, 24). Waters from the Richmond Mine at Iron Mountain, CA, have pH = -3.6 (25, 26).

Acknowledgment

KFL thanks Phillip Ponder (Penleigh and Essendon Grammar School, Keilor East, Australia) and Jeanne Lee (李静宇) for encouraging and helpful discussions.

Literature Cited

- Morgan, N. *Chemistry in Action: The Molecules of Everyday Life*; Andromeda Oxford: Abingdon, UK, 1995.
- The Handy Science Answer Book*; Bobick, J. E., Balaban, N. E., Eds.; Visible Ink Press: Canton, MI, 2003.
- Cobb, C.; Fetterolf, M. L. *The Joy of Chemistry: The Amazing Science of Familiar Things*; Prometheus Books: Amherst, NY, 2005.
- Denniston, K. J.; Topping, J. J.; Caret, R. L. *General, Organic, and Biological Chemistry*, 3rd ed.; McGraw-Hill: New York, 2001.
- Cochrane, H.; Devlin, J. *Heinemann Science Links 2*; Heinemann Science Links; Heinemann: Port Melbourne, 2000.
- Timberlake, K. C. *Chemistry: An Introduction to General, Organic, and Biological Chemistry*, 7th ed.; Benjamin Cummings: Menlo Park, CA, 1999.
- Lofts, G.; Merrett, M. J. *Science Quest 2*, 2nd ed.; Jacaranda Wiley: Milton (Qld), 2000.
- Kruszelnicki, K. *Flying Lasers, Robofish and Cities of Slime*; New Moments in Science; HarperCollins: Pymble, NSW, 1997.
- Roebuck, C. M. *Excel Preliminary Chemistry*; Pascal Press: Glebe (NSW), 2000.
- Thain, M.; Hickman, M. *Dictionary of Biology*, 11th ed.; Penguin: London, 2004.
- Hayhew, S. *The Oxford Dictionary of Geography*, 3rd ed.; Oxford University Press: Oxford, 2004.
- Dictionary of Science and Technology*; Bloomsbury: 2003.
- Dictionary of Science*; HarperCollins: Glasgow, 2003.
- Clarke, A. N. *Dictionary of Geography*, 3rd ed.; Penguin: London, 2003.
- The Oxford Dictionary of Ecology*, 2nd ed.; Allaby, M., Ed. Oxford University Press: Oxford, 1998.
- The Hutchinson Dictionary of Science*, 2nd ed.; Lafferty, P., Rowe, J., Eds.; Helicon: Oxford, 1998.
- Skoog, D. A.; West, D. M.; Holler, F. J.; Crouch, S. R. *Fundamentals of Analytical Chemistry*, 8th ed.; Brooks/Cole: Belmont, CA, 2004.
- Harris, D. C. *Quantitative Chemical Analysis*, 6th ed.; W. H. Freeman and Company: New York, 2002.
- The VNR Concise Encyclopedia of Mathematics*, 2nd ed.; Gellert, W., Gottwald, S., Hellwich, M., Kästner, H., Küstner, H., Eds.; Van Nostrand Reinhold: New York, 1989.
- Ganderton, G. D.; McLeod, J. M. *Mathematics for Australian Schools. Year 7*, 3rd ed.; MacMillan Education Australia: South Melbourne, Victoria, 1996.
- Evans, M.; Lipson, K.; Jones, P.; Blain, D.; McCoy, T. *Essential Mathematical Methods. Units 3 & 4*, 2nd ed.; Coghill: Malvern, Victoria, 1996.
- Dickerson, R. E.; Gray, H. B.; Darensbourg, M. Y. *Chemical Principles*, 4th ed.; Benjamin Cummings: Menlo Park, CA, 1984.
- Ivanov, V. V. *Geokhimiya* 1955, 1, 63.
- Nikitina, L. P. Presented at Proceedings of the Water-Rock Interaction Symposium, Prague, Czechoslovakia, 1974.
- Nordstrom, D. K.; Alpers, C. N. *Proc. Natl. Acad. Sci. U.S.A.* 1999, 96, 3455.
- Nordstrom, D. K.; Alpers, C. N.; Ptacek, C. J.; Blowes, D. W. *Environ. Sci. Technol.* 2000, 34, 254.

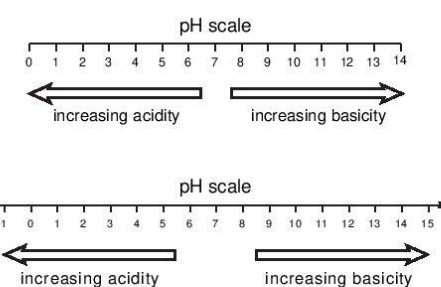


Figure 1. Two pH scales: (A) a typical textbook diagram; (B) arrows on the axis show that pH is measured on an open-ended scale.

20.05.2020

„1. Sie Sprechen (ca bei Minute 22) von Lauge. Ich dachte zunächst es wäre als Synonym mit Base zu verstehen, habe dann aber gelesen, dass eine Base nicht immer eine Lauge ist und dann war mir der

Unterschied nicht ganz klar.

2. Als Sie das Diagramm, welches die Veränderung des pHs abhängig von den Anteilen der Puffersysteme und bei Zusatz von Protonen erklären (ca Min. 27), ist mir der Anfang nicht verständlich. Ich verstehe nicht, dass der pH sich so stark ändert, wenn ich einen sehr großen Anteil an Puffer Base zur Verfügung habe. Würde die Base die Protonen nicht aufnehmen und der pH würde sich nicht so stark ändern, da die Protonen nicht an die Wassermoleküle binden? warum ist dies erst der Fall, wenn Puffer Basen und Puffer Säuren in ähnlicher bzw gleicher Konzentration vorliegt.“

1. Stimmt, besser wäre es nur von Basen zu sprechen. Streichen wir also an dieser Stelle den etwas veralteten Begriff Lauge. Sorry für die Verwirrung.

2. Die Tatsache, dass genug Base da ist, reicht nicht zur Aufnahme von Protonen. Die Fähigkeit der in genügender Menge vorhandenen Base, Protonen aufzunehmen hängt ja nach dem Massenwirkungsgesetz von der Konzentration der Protonen ab. Bei zu niedrigen Protonenkonzentrationen (hoher pH) nimmt die Base kaum Protonen auf. Dies tut sie erst, wenn der pH sich dem pK_s nähert.

19.05.2020

„Ich hatte heute ein kleines Verständnisproblem. Als ich den Bikarbonat-Puffer nachvollzogen habe, kam mir die Frage, ob das Bikarbonat mit der Kohlensäure ein konjugiertes Säure-Basen-Paar bildet. Vielleicht bin ich auf einem ganz falschen Dampfer, oder die Frage ist zu banal. Vielen Dank für Ihre tollen Videos!“

Danke für das Lob 😊

Genauso ist es. Bikarbonat ist die Base und Kohlensäure ist die Säure eines konjugierten Säure-Basen-Paars.