Die Säurestärke

Einstiegsproblem

Wenn man je 0,1mol Chlorwasserstoff (HCl) und 0,1mol reine Essigsäure (HAc) in Wasser löst, laufen folgende Reaktionen ab:

$$H_2O_{(l)} + HCl_{(g)} \longrightarrow H_3O^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$
$$H_2O_{(l)} + HAc_{(aq)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + Ac^-_{(aq)}$$

Bestimmt man nun den pH-Wert beider Lösungen, so liefert nur die Lösung von Chlorwasserstoff einen pH-Wert von **1**. Die Lösung von Essigsäure besitzt ungefähr einen pH-Wert von **2,88**, obwohl die gleiche Stoffmenge eingesetzt worden ist.

Stark gerundet (pH=3) würde das bedeuten, dass in der Lösung von Essigsäure nur 10^{-pH} = 10^{-3}mol = 0,001mol H_3O^+-Ionen vorhanden sind, obwohl 0,1mol HAc-Moleküle eingesetzt wurden.

Demnach reagieren alle Chlorwasserstoffmoleküle mit Wasser, jedoch nur sehr wenige Essigsäure-Moleküle, ansonsten müssten auch dort 0,1mol (entsprechend pH=1) Hydroniumionen vorhanden sein.



Wenn du die beiden Gleichungen sorgfältig betrachtet hast, wirst du bemerkt haben, dass die Reaktionspfeile unterschiedlich sind:

- bei der Reaktion von Chlorwasserstoff ist **kein** Gleichgewichtspfeil verwendet worden
- bei der Reaktion von Essigsäure ist **ein** Gleichgewichtspfeil verwendet worden

Eine mögliche Erklärung besteht darin, dass im Falle der Essigsäure eine Gleichgewichtsreaktion vorliegt, wobei das Gleichgewicht stark auf der Seite der Edukte liegt - das ist charakteristisch für schwache Säuren. Somit kann durch Bestimmung der Gleichgewichtslage die Stärke einer Säure bestimmt werden.

Die Säurekonstante

Herleitung

Formuliert man den Ausdruck K für eine Protolysegleichung einer beliebigen Säure und zieht die Konzentration des Wasser mit in die Konstante K, erhält man die Säurekonstante K_s:

$$H_2O_{(l)} + HA_{(aq)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + A^-_{(aq)}$$

$$K = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA) \cdot c(H_2O)} \quad \Big| \cdot c(H_2O)$$

$$\Leftrightarrow K \cdot c(H_2O) = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)} \quad \Big| K \cdot c(H_2O) = K_s$$

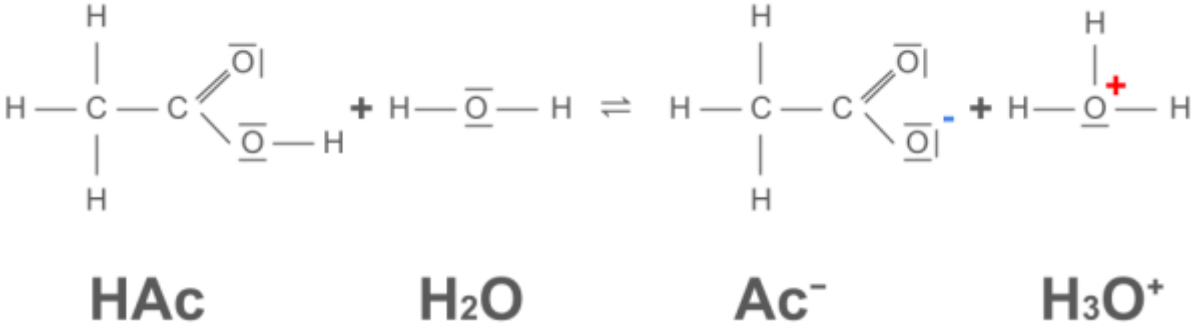
$$\Leftrightarrow K_s = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(A^-)}{c(HA)} \equiv \frac{\prod c(umgesetzte\ Säurekomponenten)}{c(unveränderte\ Säuremoleküle)}$$

Bedeutung

K_s gibt das Verhältnis der Konzentrationen von Säurekompenten (Hydroniumionen, Säurerestionen), die im Lösungsmittel mit Wasser vorliegen und der Konzentration der unveränderten Säuremoleküle an. Bei einer starken Säure, haben nahezu alle Säuremoleküle reagiert, bei einer schwachen nur Bruchteile.

Beispiel: Essigsäure (schwach)

Die Essigsäure ist eine recht schwache Säure. Man kürzt die Essigsäure durch die Schreibweise HAc ab. Hier siehst du noch einmal eine ausführliche Darstellung der abgekürzten gegenübergestellt.



Ihr K_s-Wert beträgt etwa $\mathbf{10^{-4,75}}$, dezimal also **0,000475**. Es gibt also viel mehr Säuremoleküle, die unverändert vorliegen (großer Nenner) als umgesetzte Säurekomponenten (kleiner Zähler).

$$K_s = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(Ac^-)}{c(HAc)} \equiv \frac{\prod c(umgesetzte\ Säurekomponenten)}{c(unveränderte\ Säuremoleküle)} \rightarrow \frac{Zähler}{Nenner}$$

Korrespondierende Säure-/Basepaare

From:
https://schule.riecken.de/ - **Unterrichtswiki**

Permanent link:
https://schule.riecken.de/doku.php?id=chemie:acids:relative

Last update: **2025/08/04 14:07**