

Lösung 5

Säure-Basen-Reaktionen

Aufgabe 1

$$K_a(\text{HCOOH}) = 1.8 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{p}K_a = 3.7$$

$$c_a = 0.3 \quad \log c_a = -0.52$$

Aus der graphischen Darstellung (S. 3-30) ist ersichtlich, dass die Formel (3-52) angewendet werden kann.

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_a - \log(c_a)) = \frac{1}{2} \cdot (3.75 - (-0.52)) = 2.14$$

Aufgabe 2

$$\text{p}K_a(\text{HCN}) = 9.31$$

$$\text{p}K_b(\text{CN}^-) = 4.69$$

$$\log(c_b) = -0.301$$

Aus der Graphik S. 3-30 ist ersichtlich, dass die Gleichung (3-52) angewendet werden kann. Als Ergebnis erhalten Sie allerdings nicht den pH, sondern den pOH.

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_b - \log(c_b)) = \frac{1}{2} \cdot (4.69 - (-0.30)) = 2.50$$

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \text{pOH} = 14.00 - 2.50 = 11.50$$

Aufgabe 3

In 100 g Ammoniaklösung sind 25 g NH_3 enthalten.

25 g NH_3 entsprechen 1.47 mol NH_3 .

In 910 g Lösung (= 1 Liter) sind demnach 13.38 mol enthalten.

Die Konzentration an NH_3 ist 13.38 M.

pH der Lösung

$$c_B = 13.38 \text{ M}; \log c_B = 1.13$$

$$\text{p}K_B(\text{NH}_3) = \text{p}K_w - \text{p}K_a(\text{NH}_4^+) = 14.00 - 9.25 = 4.75.$$

Aus diesen Angaben ist ersichtlich, dass Gleichung (3-52) gültig ist:

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_b - \log c_B) = \frac{1}{2} \cdot (4.75 - 1.13) = 1.81$$

$$\text{pH} = \text{p}K_w - \text{pOH} = 14.00 - 1.81 = 12.19 \approx 12.2$$

Eine Angabe auf 3 signifikante Stellen (12.2) ist sinnvoll und absolut ausreichend.

Aufgabe 4

In der Übung 4 rechneten wir aus, dass bei einer Schwefeldioxid-Konzentration von $100 \mu\text{g}\cdot\text{m}^{-3}$ in der Atmosphäre ein Regen mit $c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1.56\cdot 10^{-3} \text{ M}$ resultiert. Berechnen Sie den pH dieses Regens!

Im Skript ab S. 3-38 finden Sie eine Methode zur Behandlung mehrprotoniger Säuren.

Setzen wir den Wert $c_a = 1.56\cdot 10^{-3} \text{ M}$ in die Gleichung [3-72] ein, so resultiert folgendes:

$$\begin{aligned} [\text{H}_3\text{O}^+] &= \frac{(c_a - K_2) + \sqrt{(K_2 - c_a)^2 + 8 \cdot K_2 \cdot c_a}}{2} \\ &= \frac{-1.05 \cdot 10^{-2} + \sqrt{2.60 \cdot 10^{-4}}}{2} = 2.81 \cdot 10^{-3} \text{ M} \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 2.55$$

Aufgabe 5

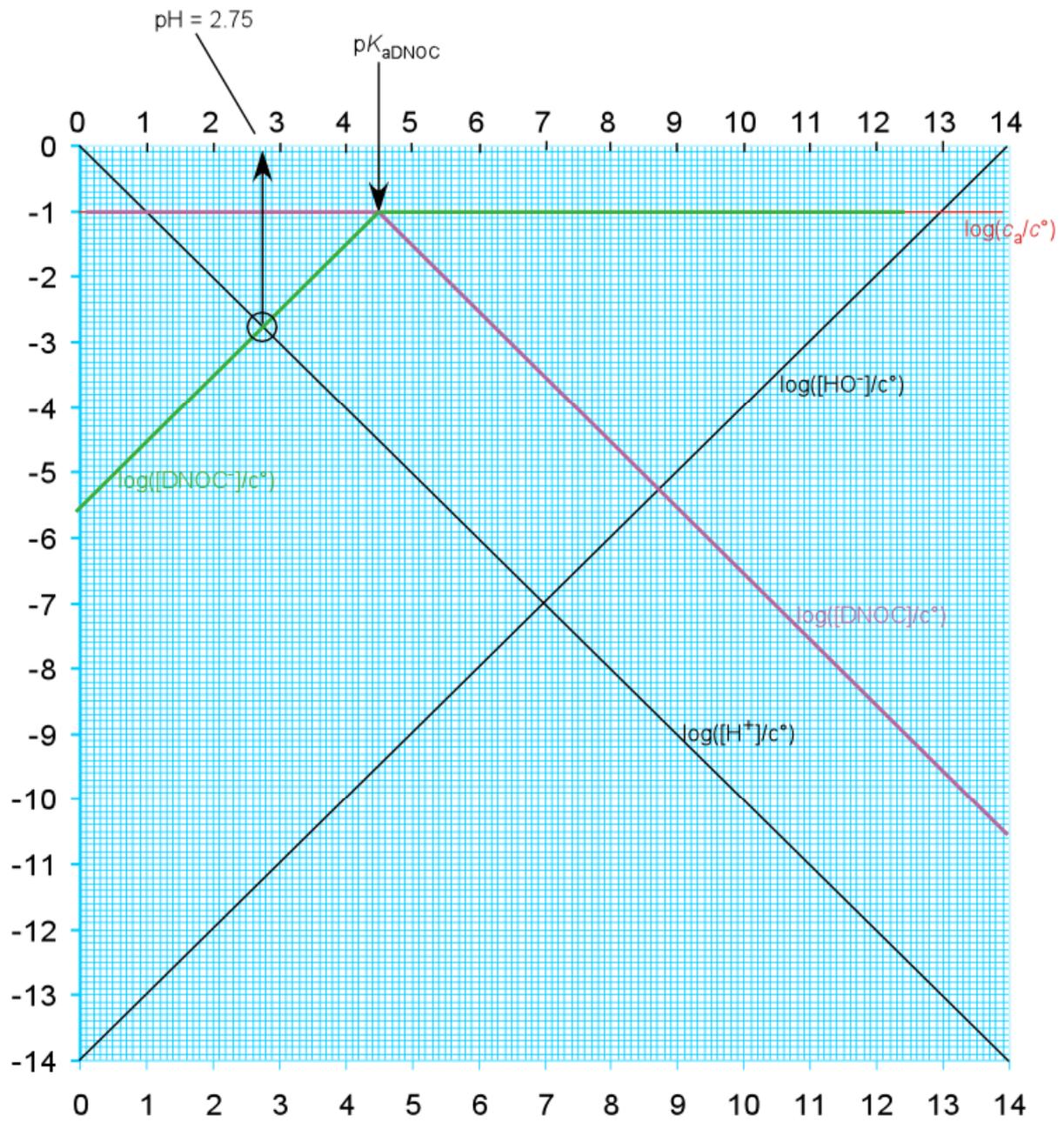
DNOC: $M = 198 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$\text{Konzentration der Lösung: } \frac{2.000 \text{ kg} \cdot \frac{1000 \text{ g}}{1.000 \text{ kg}}}{100.0 \text{ dm}^3} \cdot \frac{1}{198.2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0.101 \text{ mol}\cdot\text{dm}^{-3}$$

Berechnung des pH: laut Diagramm S. 3-37 ist die Formel 3-52 zuständig. Anwendung derselben ergibt:

$$\text{pH} = \frac{4.5 - (-1.0)}{2} = 2.75 \text{ (gerundet 2.8)}$$

Auch die grafische Lösung ist möglich:



Protonenherkunfts-Gleichung: $[H^+] = [DNOC^-] + [HO^-] \approx [DNOC^-]$