



i Hinweis: KI-generierte Musterlösung - bei Unklarheiten gerne nochmal im Buch nachschlagen.

AUFGABE 1a

TIPP: Überlege dir, was passiert, wenn eine Säure ein Proton abgibt - was bleibt dann übrig?

SCHRITT 1: Nach Brönsted ist eine Säure ein Teilchen, das ein Proton (H^+) abgeben kann, eine Base ein Teilchen, das ein Proton aufnehmen kann. Gibt eine Säure ihr Proton ab, entsteht dabei zwangsläufig ein neues Teilchen, das genau dieses Proton wieder aufnehmen könnte - also eine Base.

SCHRITT 2: Säure und die durch Protonenabgabe entstandene Base unterscheiden sich nur um dieses eine Proton. Sie bilden deshalb ein zusammengehöriges Paar, das sogenannte korrespondierende Säure-Base-Paar.

SCHRITT 3: Als Beispiel wählen wir Essigsäure: CH_3COOH gibt ein Proton ab und wird dabei zu CH_3COO^- (Acetat-Ion). CH_3COOH ist die Säure, CH_3COO^- die zugehörige korrespondierende Base. Umgekehrt kann CH_3COO^- das Proton wieder aufnehmen und zurück zu CH_3COOH werden.

ENDERGEBNIS: Ein korrespondierendes Säure-Base-Paar besteht aus einer Säure und der Base, die durch Abgabe bzw. Aufnahme genau eines Protons ineinander übergehen, z.B. CH_3COOH (Säure) und CH_3COO^- (korrespondierende Base).

AUFGABE 1b

TIPP: Entferne von jeder Säure gedanklich genau ein Proton (H^+) und schau, welches Teilchen übrig bleibt.

SCHRITT 1: HSO_4^- gibt ein Proton ab: HSO_4^- minus H^+ ergibt SO_4^{2-} (Sulfat-Ion).

SCHRITT 2: H_2O gibt ein Proton ab: H_2O minus H^+ ergibt OH^- (Hydroxid-Ion).

SCHRITT 3: NH_4^+ gibt ein Proton ab: NH_4^+ minus H^+ ergibt NH_3 (Ammoniak).

ENDERGEBNIS: $HSO_4^- \rightarrow SO_4^{2-}$ | $H_2O \rightarrow OH^-$ | $NH_4^+ \rightarrow NH_3$

AUFGABE 1c

TIPP: Überlege, ob Wasser in der einen Reaktion ein Proton abgeben und in einer anderen Reaktion ein Proton aufnehmen kann.

SCHRITT 1: Wasser kann gegenüber einer starken Base (die ein Proton braucht) als Säure reagieren, indem es ein Proton abgibt: $H_2O + Base \rightarrow OH^- + Base \cdot H^+$.

SCHRITT 2: Gegenüber einer Säure (die ein Proton abgeben will) kann Wasser als Base reagieren, indem es ein Proton aufnimmt: $H_2O + Säure \rightarrow H_3O^+ +$





korrespondierende Base der Säure.

SCHRITT 3: Da Wasser also je nach Reaktionspartner sowohl Protonen abgeben als auch aufnehmen kann, verhält es sich nicht eindeutig als Säure oder Base, sondern stets passend zum jeweiligen Partner.

ENDERGEBNIS: Wasser kann sowohl Protonen abgeben (Säure) als auch aufnehmen (Base). Dieses Verhalten nennt man Amphoterie, Wasser ist ein Ampholyt (amphotere Verbindung).

AUFGABE 2a

TIPP: Bei einer starken Säure liegt praktisch vollständige Dissoziation vor - die Oxonium-Ionen-Konzentration entspricht direkt der eingesetzten Säurekonzentration.

SCHRITT 1: HCl ist eine starke Säure und dissoziiert in wässriger Lösung vollständig: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$. Damit gilt $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{HCl}) = 0,01 \text{ mol/l}$.

ZWISCHENERGEBNIS: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,01 \text{ mol/l} = 10^{-2} \text{ mol/l}$

SCHRITT 2: Der pH-Wert ist definiert als $\text{pH} = -\log_{10}(c(\text{H}_3\text{O}^+))$.

SCHRITT 3: Einsetzen: $\text{pH} = -\log_{10}(10^{-2}) = -(-2) = 2$.

ENDERGEBNIS: $\text{pH} = 2$

AUFGABE 2b

TIPP: Berechne zuerst die OH^- -Konzentration, dann daraus über das Ionenprodukt des Wassers die H_3O^+ -Konzentration (oder rechne über den pOH-Wert).

SCHRITT 1: NaOH ist eine starke Base und dissoziiert vollständig: $c(\text{OH}^-) = c(\text{NaOH}) = 0,005 \text{ mol/l} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$.

SCHRITT 2: Berechnung des pOH-Werts: $\text{pOH} = -\log_{10}(5 \cdot 10^{-3}) = -\log_{10}(5) - \log_{10}(10^{-3}) = -0,70 + 3 = 2,30$.

ZWISCHENERGEBNIS: $\text{pOH} \approx 2,30$

SCHRITT 3: Es gilt die Beziehung $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (aus $K_w = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2$, also $\text{p}K_w = 14$).

SCHRITT 4: Damit folgt $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 2,30 = 11,70$.

ENDERGEBNIS: $\text{pH} \approx 11,70$





AUFGABE 2c

TIPP: Überlege zuerst qualitativ, ob Verdünnen den pH-Wert einer sauren Lösung erhöht oder senkt, und berechne dann die neue Konzentration.

SCHRITT 1: Beim Verdünnen nimmt die Konzentration der Oxonium-Ionen ab, da sich die gleiche Stoffmenge an H_3O^+ nun auf ein größeres Volumen verteilt. Eine geringere $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ bedeutet einen höheren (weniger sauren) pH-Wert.

SCHRITT 2: Die neue Konzentration nach Verdünnung um den Faktor 10 beträgt $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,01 \text{ mol/l} : 10 = 0,001 \text{ mol/l} = 10^{-3} \text{ mol/l}$.

ZWISCHENERGEBNIS: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-3} \text{ mol/l}$

SCHRITT 3: Berechnung des neuen pH-Werts: $\text{pH} = -\log_{10}(10^{-3}) = 3$.

SCHRITT 4: Der pH-Wert steigt also um genau eine Einheit (von 2 auf 3), was typisch ist: eine Verdünnung um den Faktor 10 verschiebt den pH-Wert einer starken Säure um exakt 1 Einheit in Richtung 7.

ENDERGEBNIS: Der pH-Wert steigt von 2 auf 3.

AUFGABE 3a

TIPP: Stelle zunächst das Massenwirkungsgesetz für die Dissoziation der Essigsäure auf und nutze die Näherung, dass die Ausgangskonzentration durch die Dissoziation kaum verändert wird.

SCHRITT 1: Die Dissoziationsgleichung lautet $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_3\text{O}^+$, mit $K_a = c(\text{CH}_3\text{COO}^-) \cdot c(\text{H}_3\text{O}^+) / c(\text{CH}_3\text{COOH})$.

SCHRITT 2: Da K_a sehr klein ist (nur schwache Dissoziation), gilt näherungsweise $c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{CH}_3\text{COO}^-) = x$ und $c(\text{CH}_3\text{COOH}) \approx c_0 - x \approx c_0 = 0,1 \text{ mol/l}$ (die Abnahme durch Dissoziation wird vernachlässigt).

SCHRITT 3: Damit vereinfacht sich das Massenwirkungsgesetz zu $K_a \approx x^2 / c_0$, also $x = \sqrt{(K_a \cdot c_0)}$.

SCHRITT 4: Einsetzen der Werte: $x = \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l} \cdot 0,1 \text{ mol/l})} = \sqrt{(1,8 \cdot 10^{-6} \text{ mol}^2/\text{l}^2)} \approx 1,342 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$.

ZWISCHENERGEBNIS: $c(\text{H}_3\text{O}^+) \approx 1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$

SCHRITT 5: Berechnung des pH-Werts: $\text{pH} = -\log_{10}(1,34 \cdot 10^{-3}) \approx 2,87$.

ENDERGEBNIS: $\text{pH} \approx 2,87$





AUFGABE 3b

TIPP: Vergleiche, wie vollständig die beiden Säuren tatsächlich dissoziieren, nicht nur wie viele Protonen sie pro Molekül theoretisch abgeben könnten.

SCHRITT 1: Salzsäure ist eine starke Säure und dissoziiert in Wasser vollständig - bei 0,1 mol/l liegt also auch $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 0,1 \text{ mol/l}$ vor.

SCHRITT 2: Essigsäure ist eine schwache Säure, sie dissoziiert nur zu einem kleinen Teil (wie in Aufgabe 3a berechnet, entsteht nur etwa $1,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ statt 0,1 mol/l an H_3O^+).

SCHRITT 3: Da die tatsächliche Oxonium-Ionen-Konzentration bei Essigsäure deutlich geringer ist als bei Salzsäure gleicher Ausgangskonzentration, ist die Lösung weniger sauer, und ein höherer pH-Wert (weniger H_3O^+ bedeutet größeren negativen Logarithmus-Betrag, also höheren pH) ist die Folge.

ENDERGEBNIS: Essigsäure dissoziiert als schwache Säure nur teilweise, Salzsäure als starke Säure vollständig. Dadurch entsteht bei Essigsäure trotz gleicher Ausgangskonzentration deutlich weniger H_3O^+ , weshalb ihr pH-Wert höher (weniger sauer) liegt.

AUFGABE 3c

TIPP: Der pKs-Wert ist analog zum pH-Wert definiert, nur bezogen auf die Säurekonstante.

SCHRITT 1: Es gilt $\text{pKs} = -\log_{10}(\text{Ka})$.

SCHRITT 2: Einsetzen: $\text{pKs} = -\log_{10}(1,8 \cdot 10^{-5}) = -\log_{10}(1,8) - \log_{10}(10^{-5}) = -0,255 + 5 = 4,745$.

ENDERGEBNIS: $\text{pKs} \approx 4,74$

AUFGABE 4a

TIPP: Suche in der Titrationskurve den Punkt, an dem der pH-Wert am steilsten ansteigt (den Wendepunkt des Kurvensprungs).

SCHRITT 1: Der Äquivalenzpunkt liegt dort, wo die zugegebene Stoffmenge an NaOH genau der ursprünglich vorhandenen Stoffmenge an HCl entspricht - erkennbar am steilsten Anstieg (Wendepunkt) der Kurve.

SCHRITT 2: Aus der Titrationskurve liest man an dieser Stelle ein zugegebenes Volumen von $V(\text{NaOH}) = 20 \text{ ml}$ ab.





SCHRITT 3: Am Äquivalenzpunkt selbst liegt eine neutrale Lösung aus NaCl und Wasser vor, der abgelesene pH-Wert beträgt dort $\text{pH} = 7$.

ENDERGEBNIS: Äquivalenzpunkt bei $V(\text{NaOH}) = 20 \text{ ml}$ und $\text{pH} = 7$.

AUFGABE 4b

TIPP: Nutze aus, dass am Äquivalenzpunkt die Stoffmenge der zugegebenen Lauge gleich der Stoffmenge der ursprünglich vorhandenen Säure ist.

SCHRITT 1: Am Äquivalenzpunkt gilt $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$, da sich Säure und Base im Verhältnis 1 zu 1 neutralisieren (einprotonige Säure, einwertige Base).

SCHRITT 2: Berechnung der zugegebenen Stoffmenge NaOH: $n(\text{NaOH}) = c(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 0,020 \text{ l} = 0,002 \text{ mol} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$.

ZWISCHENERGEBNIS: $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH}) = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

SCHRITT 3: Berechnung der ursprünglichen Konzentration der Salzsäure: $c(\text{HCl}) = n(\text{HCl}) / V(\text{HCl}) = 0,002 \text{ mol} / 0,020 \text{ l} = 0,1 \text{ mol/l}$.

ENDERGEBNIS: $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$

AUFGABE 4c

TIPP: Überlege, welche Ionen nach vollständiger Neutralisation in der Lösung vorliegen und ob diese den pH-Wert beeinflussen.

SCHRITT 1: Nach vollständiger Neutralisation liegen in der Lösung nur noch Na^+ - und Cl^- -Ionen sowie Wasser vor: $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.

SCHRITT 2: Na^+ ist die korrespondierende Säure einer starken Base (NaOH) und Cl^- die korrespondierende Base einer starken Säure (HCl) - beide Ionen reagieren nicht mit Wasser (keine Hydrolyse), sie sind pH-neutral.

SCHRITT 3: Da also weder zusätzliche H_3O^+ - noch OH^- -Ionen durch die vorhandenen Ionen entstehen, bestimmt allein die Autoprotolyse des Wassers den pH-Wert, und dieser liegt bei genau $\text{pH} = 7$.

ENDERGEBNIS: Der Äquivalenzpunkt liegt bei starker Säure und starker Base genau bei $\text{pH} = 7$, da die entstehenden Ionen (Na^+ und Cl^-) pH-neutral sind und keine Hydrolyse zeigen.

