Säure-Base-Reaktionen und pH-Wert – Expertenaufgaben

Zusatzaufgaben für Schnelle: schwache Säuren, Puffer, Grenzfälle und Titrationen

Diese Aufgaben sind Zusatzaufgaben für alle, die mit dem Basis-Arbeitsblatt fertig sind. Sie sind deutlich anspruchsvoller und verlangen Transfer, Begründen und genaues Denken. Du musst nicht alle Aufgaben bearbeiten, such dir die aus, die dich reizen. Rechenwege und Begründungen sind vollständig anzugeben. Für alle Berechnungen gilt 25 °C ($K_W = 10^{-14}$ mol²/L², pH + pOH = 14). Benötigte Werte: pK_S(Essigsäure) = 4,76 ($K_S = 1{,}74 \cdot 10^{-5}$ mol/L), $pK_S(NH_4^+)$ = 9,25. Für schwache Säuren und Basen darfst du die Näherung verwenden, dass die Gleichgewichtskonzentration der Säure bzw. Base ungefähr der Anfangskonzentration entspricht. Ein Taschenrechner ist erlaubt.

1 Berechne den pH-Wert einer Essigsäure-Lösung mit $c(CH_3COOH)$ = 0,1 mol/L. Leite dazu die Näherungsformel $pH = \frac{1}{2} \cdot (pK_S - \log c_0)$ aus dem Massenwirkungsgesetz her. Vergleiche das Ergebnis mit dem pH-Wert einer Salzsäure gleicher Konzentration und erkläre den Unterschied.

2 Die Essigsäure aus der vorherigen Aufgabe (c_0 = 0,1 mol/L) wird auf das 100-Fache verdünnt (c_0 = 0,001 mol/L). Berechne den neuen pH-Wert und vergleiche mit einer Salzsäure, die ebenfalls um den Faktor 100 verdünnt wird (Start: pH 1). Erkläre, warum sich der pH-Wert beider Säuren beim Verdünnen unterschiedlich stark ändert.

3 Ein Schüler behauptet: „Eine Salzsäure mit c(HCl) = 10^{-8} mol/L hat den pH-Wert 8, ist also basisch.“ Widerlege diese Behauptung und berechne den tatsächlichen pH-Wert. Berücksichtige dazu die Autoprotolyse des Wassers.

4 50 mL Salzsäure (c = 0,10 mol/L) werden mit 30 mL Natronlauge (c = 0,10 mol/L) gemischt. Berechne den pH-Wert der Mischung. Wie viel mL derselben Natronlauge müssten insgesamt zugegeben werden, damit der Äquivalenzpunkt erreicht wird?

5 Ein Puffer enthält in 1,0 L jeweils 0,10 mol Essigsäure und 0,10 mol Natriumacetat. a) Berechne den pH-Wert mit der Henderson-Hasselbalch-Gleichung pH = pK_S + log(c(Base)/c(Säure)). b) Es werden 0,010 mol HCl zugegeben (Volumenänderung vernachlässigen). Berechne den neuen pH-Wert. c) Vergleiche mit der Zugabe derselben Menge HCl zu 1,0 L reinem Wasser und erkläre die Pufferwirkung auf Teilchenebene.

6 20 mL Essigsäure (c = 0,10 mol/L) werden mit Natronlauge (c = 0,10 mol/L) titriert. Berechne den pH-Wert a) am Start, b) nach Zugabe von 10 mL NaOH (Halbäquivalenzpunkt) und c) am Äquivalenzpunkt. Gib die zugehörige Näherungsformel an und begründe, warum der Äquivalenzpunkt nicht bei pH 7 liegt. Welcher Indikator ist geeignet: Methylorange (Umschlag pH 3,1–4,4) oder Phenolphthalein (Umschlag pH 8,2–10)?

7 Ammoniumchlorid (NH_4Cl) wird in Wasser gelöst (c = 0,10 mol/L). Sagen Voraussage, ob die Lösung sauer, neutral oder basisch ist, und berechne den pH-Wert. Gehe von $pK_S(NH_4^+)$ = 9,25 aus. Zeige außerdem allgemein, dass für ein korrespondierendes Säure-Base-Paar $pK_S + pK_B = 14$ gilt.

8 Eine Salzsäure und eine Essigsäure-Lösung haben beide den pH-Wert 3. a) Berechne die Konzentration der Essigsäure-Lösung ($K_S = 1{,}74 \cdot 10^{-5}$ mol/L). b) Entwirf zwei Experimente, mit denen du die beiden Lösungen sicher unterscheiden kannst, obwohl der pH-Wert gleich ist. Erkläre jeweils, was du beobachten würdest.

9 Perchlorsäure ($HClO_4$) und Salzsäure (HCl) sind in Wasser beide „vollständig dissoziiert“. Man kann ihre Stärke in Wasser nicht unterscheiden (nivellierender Effekt). Erkläre, was damit gemeint ist, welche Säure in wässriger Lösung die stärkste existierende ist, und schlage ein Lösungsmittel vor, in dem man die Unterschiede messen könnte.

10 Gleiche Volumina einer Salzsäure und einer Essigsäure-Lösung haben beide pH 3. Die Lösungen werden jeweils mit Natronlauge (c = 0,1 mol/L) bis zum Äquivalenzpunkt titriert. Welche Aussage ist richtig?

- ☐ Die Essigsäure-Lösung benötigt deutlich mehr Natronlauge als die Salzsäure.
- ☐ Beide Lösungen benötigen gleich viel Natronlauge, weil der pH-Wert gleich ist.
- ☐ Die Salzsäure benötigt mehr Natronlauge, weil sie stärker ist.
- ☐ Die Essigsäure benötigt keine Natronlauge, weil sie schwach ist.

11 Ein Puffer aus Essigsäure und Natriumacetat hat bei $c(CH_3COOH) = 0{,}20$ mol/L und $c(CH_3COO^-) = 0{,}020$ mol/L welchen pH-Wert ($pK_S = 4{,}76$)?

- ☐ 3,76
- ☐ 4,76
- ☐ 5,76
- ☐ 2,76

12 Welche wässrige Salzlösung (jeweils c = 0,1 mol/L) reagiert basisch?

- ☐ Natriumacetat (CH_3COONa)
- ☐ Natriumchlorid (NaCl)
- ☐ Ammoniumchlorid (NH_4Cl)
- ☐ Kaliumnitrat (KNO_3)

13 Entscheide, ob die folgenden Aussagen richtig oder falsch sind, und überlege dir jeweils eine Begründung.

	richtig	falsch
Verdünnt man eine Essigsäure-Lösung auf das 100-Fache, steigt ihr pH-Wert (näherungsweise) um 2 Einheiten.	☐	☐
Der pH-Wert einer sehr konzentrierten starken Säure (z. B. c(HCl) = 2 mol/L) kann rechnerisch negativ sein.	☐	☐
Reines Wasser bei 100 °C hat einen pH-Wert von etwa 6,1 und ist trotzdem neutral, weil pH = pOH gilt.	☐	☐
Je größer der pK_S-Wert einer Säure ist, desto stärker ist die Säure.	☐	☐
Ein Puffer ist am wirksamsten, wenn c(Säure) und c(korrespondierende Base) etwa gleich groß sind.	☐	☐

14 Forscheraufgabe: Kohlenstoffdioxid löst sich in Wasser und bildet Kohlensäure. Reines Regenwasser hat daher einen pH-Wert von etwa 5,6 und ist nicht neutral. a) Erkläre mit Reaktionsgleichungen, warum CO_2 Wasser sauer macht. b) Nenne zwei Folgen, die ein dauerhaft sinkender pH-Wert der Ozeane (Ozeanversauerung) haben kann, und erkläre eine davon chemisch mithilfe des Gleichgewichts $CaCO_3 + H_3O^+ \rightleftharpoons Ca^{2+} + HCO_3^- + H_2O$.

15 Knobelaufgabe: Du hast drei farblose Lösungen gleicher Konzentration (c = 0,1 mol/L) in unbeschrifteten Flaschen: Salzsäure, Essigsäure und Natriumchlorid-Lösung. Dir stehen nur Universalindikator-Papier und Natriumacetat-Feststoff zur Verfügung. Entwickle einen Plan, wie du alle drei Lösungen eindeutig identifizieren kannst, und begründe jeden Schritt.

Lösungen

Säure-Base-Reaktionen und pH-Wert – Expertenaufgaben · Chemie · Klasse 12

Für dich als Lehrkraft: leichtere Fassung in einer Minute

QR scannen oder lehreule.de/anpassen/saeure-base-reaktionen-klasse-12 öffnen: kostenloses Konto, dann schreibt Lehreule die leichtere Fassung mit Hilfen — oder Zusatzaufgaben für Schnelle, eine Word-Datei, einen QR-Code für die Klasse.

Aufgabe 1: Gleichgewicht: $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$. $K_S = c(CH_3COO^-)\cdot c(H_3O^+) / c(CH_3COOH)$. Da bei der Protolyse gleich viele Acetat- wie Oxonium-Ionen entstehen (Autoprotolyse des Wassers vernachlässigt), gilt $c(CH_3COO^-) = c(H_3O^+)$. Mit $c(CH_3COOH) \approx c_0$ folgt $K_S = c^2(H_3O^+)/c_0$, also $c(H_3O^+) = \sqrt{(K_S\cdot c_0)}$. Logarithmieren und Multiplizieren mit −1 ergibt $pH = ½\cdot(pK_S - \log c_0)$. Einsetzen: $pH = ½\cdot(4{,}76 - \log 0{,}1) = ½\cdot(4{,}76 + 1) = 2{,}88$. Eine Salzsäure mit c = 0,1 mol/L hat dagegen pH 1. Der Unterschied: HCl ist eine starke Säure und dissoziiert praktisch vollständig, sodass $c(H_3O^+) = 0{,}1$ mol/L ist. Essigsäure ist schwach und liegt nur zu etwa 1,3 % protolysiert vor ($c(H_3O^+) \approx 1{,}3\cdot10^{-3}$ mol/L). Der pH-Wert ist daher um etwa 1,9 Einheiten höher.

Aufgabe 2: Essigsäure: $pH = ½\cdot(4{,}76 - \log 0{,}001) = ½\cdot(4{,}76 + 3) = 3{,}88$. Der pH-Wert steigt also von 2,88 auf 3,88, das sind nur 1 Einheit. Salzsäure: $c(H_3O^+)$ sinkt von 0,1 auf 0,001 mol/L, der pH-Wert steigt von 1 auf 3, also um 2 Einheiten. Erklärung: Bei der starken Säure ist $c(H_3O^+)$ direkt proportional zur Konzentration, also bewirkt eine Verdünnung um 10^2 eine pH-Änderung von 2. Bei der schwachen Säure gilt $c(H_3O^+) = \sqrt{(K_S\cdot c_0)}$, die Oxonium-Konzentration sinkt nur mit der Wurzel der Konzentration, also nur um den Faktor 10, der pH-Wert ändert sich nur um 1. Anschaulich: Beim Verdünnen verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts (Le Chatelier), der Dissoziationsgrad steigt, und das puffert die Abnahme von $c(H_3O^+)$ teilweise ab.

Aufgabe 3: Die Behauptung ist falsch: Eine Säure kann durch Verdünnen niemals basisch werden. Bei so kleiner Konzentration darf man die Oxonium-Ionen aus der Autoprotolyse des Wassers (10^{-7} mol/L in reinem Wasser) nicht mehr vernachlässigen. Ansatz: $c(H_3O^+) = c(HCl) + c(OH^-) = 10^{-8} + K_W/c(H_3O^+)$. Mit $x = c(H_3O^+)$ folgt $x^2 - 10^{-8}\cdot x - 10^{-14} = 0$. Lösung: $x = (10^{-8} + \sqrt{(10^{-16} + 4\cdot10^{-14})})/2 \approx (0{,}1\cdot10^{-7} + 2{,}0\cdot10^{-7})/2 \approx 1{,}05\cdot10^{-7}$ mol/L. Damit $pH = -\log(1{,}05\cdot10^{-7}) \approx 6{,}98$. Die Lösung ist also minimal sauer, praktisch neutral.

Aufgabe 4: Stoffmengen: $n(H_3O^+) = 0{,}050$ L · 0,10 mol/L = 5,0 mmol; $n(OH^-) = 0{,}030$ L · 0,10 mol/L = 3,0 mmol. Die Neutralisation verbraucht 3,0 mmol von beiden, es bleibt ein Überschuss von 2,0 mmol H_3O^+. Gesamtvolumen: 80 mL. $c(H_3O^+) = 2{,}0$ mmol / 80 mL = 0,025 mol/L. $pH = -\log(0{,}025) \approx 1{,}60$. Äquivalenzpunkt: $n(OH^-) = n(H_3O^+) = 5{,}0$ mmol, also V(NaOH) = 5,0 mmol / 0,10 mol/L = 50 mL. Es müssten insgesamt 50 mL zugegeben werden, also noch 20 mL zusätzlich.

Aufgabe 5: a) $pH = 4{,}76 + \log(0{,}10/0{,}10) = 4{,}76$. b) Die zugegebenen H_3O^+-Ionen reagieren fast vollständig mit der Base Acetat: $CH_3COO^- + H_3O^+ \rightarrow CH_3COOH + H_2O$. Dadurch sinkt n(Acetat) auf 0,090 mol, und n(Essigsäure) steigt auf 0,110 mol. $pH = 4{,}76 + \log(0{,}090/0{,}110) = 4{,}76 - 0{,}087 \approx 4{,}67$. Der pH-Wert sinkt nur um etwa 0,09 Einheiten. c) In 1,0 L reinem Wasser ergäbe 0,010 mol HCl $c(H_3O^+) = 0{,}010$ mol/L, also pH 2. Der pH-Wert würde von 7 auf 2 fallen, also um 5 Einheiten. Erklärung: Der Puffer enthält sowohl eine Säure (CH_3COOH), die zugefügte OH^--Ionen abfängt, als auch ihre korrespondierende Base (CH_3COO^-), die zugefügte H_3O^+-Ionen abfängt. Die starke Säure wird so durch die schwache Säure ersetzt, und das Verhältnis c(Base)/c(Säure), das den pH-Wert bestimmt, ändert sich nur wenig.

Aufgabe 6: a) Start: pH = ½·(pK_S − log c_0) = ½·(4,76 + 1) = 2,88. b) Nach 10 mL NaOH ist die Hälfte der Essigsäure zu Acetat umgesetzt, es gilt c(CH_3COOH) = c(CH_3COO^-). Nach Henderson-Hasselbalch ist pH = pK_S = 4,76. c) Äquivalenzpunkt (20 mL NaOH): Es liegt nur noch Natriumacetat vor, n = 2,0 mmol in 40 mL, also c(CH_3COO^-) = 0,050 mol/L. Acetat ist eine schwache Base mit pK_B = 14 − 4,76 = 9,24. Näherung: pOH = ½·(pK_B − log c_0) = ½·(9,24 + 1,30) ≈ 5,27, also pH ≈ 8,73. Der Äquivalenzpunkt liegt im basischen Bereich, weil das Acetat-Ion als Base mit Wasser reagiert: $CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons CH_3COOH + OH^-$. Na^+ ist dagegen pH-neutral. Geeignet ist Phenolphthalein, dessen Umschlagbereich (8,2–10) den Äquivalenzpunkt (pH ≈ 8,7) enthält. Methylorange schlägt schon weit vor dem Äquivalenzpunkt um und würde zu früh anzeigen.

Aufgabe 7: Cl^- ist die extrem schwache korrespondierende Base der starken Säure HCl und reagiert nicht mit Wasser. NH_4^+ ist dagegen eine schwache Säure: $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$. Die Lösung ist daher sauer. pH = ½·(pK_S − log c_0) = ½·(9,25 + 1) = 5,13. Herleitung von pK_S + pK_B = 14: Für die Säure HA gilt $K_S = c(A^-)\cdot c(H_3O^+)/c(HA)$, für die korrespondierende Base A^- gilt $K_B = c(HA)\cdot c(OH^-)/c(A^-)$. Multipliziert man beide Gleichungen, kürzen sich c(A^-) und c(HA), und es bleibt $K_S\cdot K_B = c(H_3O^+)\cdot c(OH^-) = K_W = 10^{-14}$. Logarithmieren und Multiplizieren mit −1 ergibt pK_S + pK_B = 14. Je stärker eine Säure ist, desto schwächer ist also ihre korrespondierende Base.

Aufgabe 8: a) Bei pH 3 ist c(H_3O^+) = c(CH_3COO^-) = 10^{-3} mol/L. Aus $K_S = x^2/(c_0 - x)$ folgt $c_0 = x^2/K_S + x = (10^{-6})/(1{,}74\cdot10^{-5}) + 10^{-3} \approx 0{,}0575 + 0{,}001 \approx 0{,}058$ mol/L. Die Essigsäure ist also etwa 58-mal so konzentriert wie die Salzsäure (0,001 mol/L). b) Experiment 1 (Titration): Gleiche Volumina beider Lösungen werden mit Natronlauge bekannter Konzentration titriert. Die Essigsäure verbraucht etwa 58-mal so viel NaOH, weil beim Verbrauch der H_3O^+-Ionen immer neue aus dem Gleichgewicht nachgeliefert werden (Gesamtmenge an titrierbaren Protonen ist viel größer). Experiment 2 (Reaktion mit unedlem Metall oder Carbonat): Gleiche Volumina werden mit gleich viel Magnesiumband oder Kalk umgesetzt. Anfangs ist die Reaktion ähnlich schnell (gleiches c(H_3O^+)), doch bei der Essigsäure läuft sie viel länger, und es entsteht insgesamt etwa 58-mal so viel Wasserstoff bzw. CO_2. Alternativ: Der Zusatz von Natriumacetat ändert den pH-Wert der Essigsäure deutlich (Pufferbildung), der der Salzsäure kaum. Auch die Leitfähigkeit nimmt bei der Essigsäure beim Verdünnen weniger stark ab.

Aufgabe 9: In Wasser reagieren alle Säuren, die stärker sind als H_3O^+, praktisch vollständig mit Wasser zu H_3O^+: $HA + H_2O \rightarrow A^- + H_3O^+$. Da dann in jedem Fall nur H_3O^+ als stärkste Säure übrig bleibt, hängt der pH-Wert nur noch von der Einwaagekonzentration ab, nicht mehr von der Säurestärke. Die Säurestärke wird auf die des H_3O^+ „nivelliert“. Die stärkste in Wasser existierende Säure ist damit das Oxonium-Ion H_3O^+, entsprechend ist OH^- die stärkste in Wasser existierende Base. Um die Unterschiede zwischen $HClO_4$ und HCl zu messen, braucht man ein weniger basisches Lösungsmittel als Wasser, das Protonen schlechter aufnimmt, zum Beispiel wasserfreie Essigsäure (Eisessig). Dort ist $HClO_4$ deutlich stärker protolysiert als HCl, die Säuren lassen sich also differenzieren.

Aufgabe 10: Die Essigsäure-Lösung benötigt deutlich mehr Natronlauge als die Salzsäure.

Aufgabe 11: 3,76

Aufgabe 12: Natriumacetat (CH_3COONa)

Aufgabe 13: Verdünnt man eine Essigsäure-Lösung auf das 100-Fache, steigt ihr pH-Wert (näherungsweise) um 2 Einheiten. → **falsch**
Der pH-Wert einer sehr konzentrierten starken Säure (z. B. c(HCl) = 2 mol/L) kann rechnerisch negativ sein. → **richtig**
Reines Wasser bei 100 °C hat einen pH-Wert von etwa 6,1 und ist trotzdem neutral, weil pH = pOH gilt. → **richtig**
Je größer der pK_S-Wert einer Säure ist, desto stärker ist die Säure. → **falsch**
Ein Puffer ist am wirksamsten, wenn c(Säure) und c(korrespondierende Base) etwa gleich groß sind. → **richtig**

Aufgabe 14: a) CO_2 löst sich in Wasser und reagiert teilweise zu Kohlensäure: $CO_2 + 2\ H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons HCO_3^- + H_3O^+$. Dabei entstehen Oxonium-Ionen, die den pH-Wert unter 7 senken. Da Kohlensäure nur eine schwache Säure ist, sinkt der pH-Wert nur auf etwa 5,6. b) Folgen: Kalkschalen und Skelette von Meeresorganismen (Korallen, Muscheln, Schnecken, Plankton) lösen sich leichter auf oder können schlechter gebildet werden; Nahrungsnetze und Ökosysteme (z. B. Korallenriffe) werden geschädigt. Chemisch: Steigt die Konzentration an H_3O^+, werden diese vom Calciumcarbonat der Schalen gebunden: $CaCO_3 + H_3O^+ \rightleftharpoons Ca^{2+} + HCO_3^- + H_2O$. Nach Le Chatelier verschiebt sich das Gleichgewicht nach rechts, der Kalk löst sich auf. Auch die Bildung neuer Schalen wird erschwert, weil die Carbonat-Konzentration sinkt.

Aufgabe 15: Schritt 1: Mit Universalindikator-Papier den pH-Wert jeder Lösung bestimmen. Salzsäure (pH ≈ 1) ist stark sauer (rot), Essigsäure (pH ≈ 2,9) deutlich weniger sauer (orange bis gelb), Natriumchlorid-Lösung (pH ≈ 7) neutral (grün). Damit sind bereits alle drei unterscheidbar, denn die pH-Werte weichen deutlich voneinander ab. Schritt 2 (Bestätigung mit Natriumacetat): Gibt man etwas Natriumacetat zur Salzsäure, reagiert das Acetat-Ion als Base mit den H_3O^+-Ionen: $CH_3COO^- + H_3O^+ \rightarrow CH_3COOH + H_2O$. Dabei entsteht schwache Essigsäure, der pH-Wert steigt deutlich (von etwa 1 auf etwa 2,9). Bei der Essigsäure steigt der pH-Wert durch Pufferbildung nur leicht (von etwa 2,9 Richtung 4–5, je nach Menge), bei Natriumchlorid-Lösung steigt er leicht in Richtung 8–9 (Acetat ist eine schwache Base). Die unterschiedliche Reaktion bestätigt die Zuordnung.