Säure-Base-Reaktionen und pH-Wert (leichtere Fassung)

Säuren, Basen, pH-Wert und Titration – Schritt für Schritt mit Hilfen

So arbeitest du: Bearbeite die Aufgaben der Reihe nach. Lies zuerst die Hilfekästen. Schreibe deine Rechenschritte auf. Für alle Rechnungen gilt: Temperatur 25 °C, pH + pOH = 14.
Sicherheit: Bei Salzsäure und Natronlauge trägst du immer eine Schutzbrille. Du arbeitest nur mit verdünnten Lösungen und nur unter Aufsicht.

Hilfe: Wichtige Wörter
• Proton = H^+-Teilchen (ein Wasserstoff-Teilchen mit positiver Ladung).
• Donator = gibt etwas ab.
• Akzeptor = nimmt etwas auf.
• Merke: Säure gibt ein Proton ab. Base nimmt ein Proton auf.

1 Teil 1: Säure und Base nach Brønsted. Ergänze die Lücken mit den Wörtern aus dem Kasten: abgeben, aufnehmen, Protonendonator, Protonenakzeptor.
Eine Säure kann ein Proton _____ . Sie heißt deshalb _____ . Eine Base kann ein Proton _____ . Sie heißt deshalb _____ . (Wortspeicher: abgeben, aufnehmen, Protonendonator, Protonenakzeptor)

2 Definiere mit eigenen Worten „Säure“ und „Base“ nach Brønsted. Nutze die Satzanfänge:
„Eine Säure ist ein Teilchen, das …“
„Eine Base ist ein Teilchen, das …“

Hilfe: Korrespondierendes Säure-Base-Paar
Zwei Teilchen gehören zusammen, wenn sie sich nur um EIN Proton unterscheiden.
Beispiel: HCl gibt ein Proton ab → es bleibt Cl^- übrig.
Paar: HCl (Säure) / Cl^- (Base).
Tipp: Die Säure hat immer ein H^+ mehr als ihre Base.

3 Reaktion: $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$
Schritt a) Welches Teilchen gibt ein Proton ab? Welches nimmt eines auf?
Schritt b) Schreibe die beiden Paare auf. Satzanfang: „Paar 1: … / … Paar 2: … / …“
Tipp: Suche zwei Teilchen, die sich nur um ein H^+ unterscheiden.

Hilfe: Ampholyt
Ein Ampholyt kann beides sein: Säure ODER Base. Es hängt vom Reaktionspartner ab.
Beispiel: Wasser (H_2O). Mit HCl nimmt Wasser ein Proton auf (Base). Mit NH_3 gibt Wasser ein Proton ab (Säure).

4 Erkläre, was ein Ampholyt ist, und nenne ein Beispiel.
Satzanfang: „Ein Ampholyt ist ein Teilchen, das …. Ein Beispiel ist …“

Hilfe: Der pH-Wert
Der pH-Wert sagt, wie sauer oder basisch eine Lösung ist.
• pH kleiner als 7: sauer
• pH = 7: neutral
• pH größer als 7: basisch
Formel: $pH = -\log c(H_3O^+)$
c bedeutet Konzentration in mol/L.
Wichtig: Schreibe die Konzentration als Zehnerpotenz. 0,01 = 10^{-2}. Dann ist der pH-Wert die Zahl ohne Minus: $10^{-2} \rightarrow$ pH = 2.
Starke Säure: reagiert fast vollständig mit Wasser. Dann gilt: $c(H_3O^+) = c(\text{Säure})$.

5 Gelöstes Beispiel (zum Nachvollziehen): Salzsäure mit c(HCl) = 0,1 mol/L.
Schritt 1: HCl ist eine starke Säure, also $c(H_3O^+) = c(HCl) = 0{,}1\ mol/L = 10^{-1}\ mol/L$.
Schritt 2: $pH = -\log(10^{-1}) = 1$.
Antwort: Der pH-Wert ist 1.

Jetzt du: Berechne den pH-Wert von Salzsäure mit c(HCl) = 0,01 mol/L.
Schritt 1: Schreibe $c(H_3O^+)$ als Zehnerpotenz.
Schritt 2: Setze in $pH = -\log c(H_3O^+)$ ein.

Hilfe: Basen und pOH
Bei einer Base zählt man zuerst die OH^--Ionen.
Formel: $pOH = -\log c(OH^-)$
Dann rechnest du um: $pH = 14 - pOH$.
Starke Base (z. B. NaOH): reagiert fast vollständig. Dann gilt: $c(OH^-) = c(Base)$.

6 Berechne den pH-Wert von Natronlauge mit c(NaOH) = 0,001 mol/L. Gehe in drei Schritten vor:
Schritt 1: Wie groß ist $c(OH^-)$? Schreibe es als Zehnerpotenz.
Schritt 2: Berechne $pOH = -\log c(OH^-)$.
Schritt 3: Berechne $pH = 14 - pOH$.
Satzanfang für die Antwort: „Der pH-Wert beträgt …“

Hilfe: Zahlen, die keine reine Zehnerpotenz sind
Bei $5 \cdot 10^{-4}$ brauchst du den Taschenrechner. Tippe: $-\log(5 \cdot 10^{-4})$.
Oder rechne so: $\log 5 \approx 0{,}70$ und $\log 10^{-4} = -4$.
Dann gilt: $pH = -(0{,}70 - 4) = -(-3{,}30) = 3{,}30$.
Tipp: Der pH-Wert muss zwischen 3 und 4 liegen, weil $5 \cdot 10^{-4}$ zwischen 10^{-3} und 10^{-4} liegt.

7 Berechne den pH-Wert einer Lösung mit $c(H_3O^+) = 5 \cdot 10^{-4}$ mol/L.
Schritt 1: Schreibe die Formel auf.
Schritt 2: Setze die Zahl ein und rechne mit dem Taschenrechner.
Schritt 3: Runde auf eine Stelle nach dem Komma.

Hilfe: Autoprotolyse und Ionenprodukt
Reines Wasser reagiert ein ganz kleines bisschen mit sich selbst:
$2\ H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$
Das nennt man Autoprotolyse.
Das Ionenprodukt K_W ist das Produkt der beiden Konzentrationen:
$K_W = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14}\ mol^2/L^2$
Tipp zum Logarithmieren: $\log(a \cdot b) = \log a + \log b$.

8 Erkläre, warum pH + pOH = 14 gilt. Gehe in Schritten vor:
Schritt 1: Schreibe die Gleichung für K_W auf.
Schritt 2: Bilde auf beiden Seiten den Logarithmus (log). Nutze den Tipp oben.
Schritt 3: Multipliziere beide Seiten mit −1. Was steht jetzt auf der linken Seite?
Satzanfang: „Weil $\log 10^{-14}$ = … ist, gilt …“
Schritt 4: Wie groß sind pH und pOH in reinem Wasser?

Hilfe: Titration und Neutralisation
Bei einer Titration gibt man nach und nach eine Lösung (hier Natronlauge) zu einer anderen (hier Salzsäure).
Neutralisation: Säure und Base reagieren zu Salz und Wasser.
Äquivalenzpunkt: Genau so viel Base wie Säure ist da. Alle H_3O^+ und OH^- sind reagiert.
pH-Sprung: Am Äquivalenzpunkt ändert sich der pH-Wert sehr schnell (steile Stelle der Kurve).
Gleichung: $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$. Das Salz NaCl reagiert neutral.

9 20 mL Salzsäure (c = 0,1 mol/L) werden mit Natronlauge (c = 0,1 mol/L) titriert.
Teil a) Beschreibe die Titrationskurve in drei Abschnitten. Satzanfänge:
„Am Anfang ist der pH-Wert …“
„Nahe am Äquivalenzpunkt …“
„Am Ende …“
Teil b) Begründe, warum der pH-Wert am Äquivalenzpunkt 7 ist. Satzanfang: „Am Äquivalenzpunkt ist das Salz … und es reagiert …“
Tipp: Überlege, ob Na^+ und Cl^- den pH-Wert verändern.

Hilfe: Reaktionsgleichungen ausgleichen
Ganz allgemein: Säure + Base → Salz + Wasser.
Das Salz besteht aus dem Metall-Ion der Base und dem Säurerest der Säure.
Ausgleichen heißt: Von jeder Atomsorte steht links und rechts gleich viel.
Gelöstes Beispiel: HCl + NaOH → NaCl + H_2O (schon ausgeglichen).
Tipp: Bei $Ca(OH)_2$ sind zwei OH-Gruppen enthalten. Dann entstehen zwei Wassermoleküle.

10 Schreibe die ausgeglichenen Reaktionsgleichungen auf:
a) Salzsäure (HCl) + Natronlauge (NaOH)
b) Schwefelsäure (H_2SO_4) + Calciumhydroxid ($Ca(OH)_2$)
c) Salpetersäure (HNO_3) + Kaliumhydroxid (KOH)
Tipp: Das Salz in b) heißt Calciumsulfat ($CaSO_4$). Das Salz in c) heißt Kaliumnitrat (KNO_3).

Hilfe: pH-Skala
Die pH-Skala ist logarithmisch. Das heißt: Wenn der pH-Wert um 1 sinkt, ist die H_3O^+-Konzentration 10-mal so groß.
Beispiel: pH 3 hat 10-mal mehr H_3O^+ als pH 4.
Tipp: Rechne den Unterschied der pH-Werte aus. Dann nimm 10 hoch diesen Unterschied.

11 Lösung A hat pH 2, Lösung B hat pH 4. Wie verhalten sich die H_3O^+-Konzentrationen? (Tipp: Der Unterschied ist 4 − 2 = 2. Rechne 10^2.)

- ☐ In A ist $c(H_3O^+)$ 100-mal so groß wie in B.
- ☐ In A ist $c(H_3O^+)$ doppelt so groß wie in B.
- ☐ In A ist $c(H_3O^+)$ 2-mal kleiner als in B.
- ☐ Beide Lösungen haben dieselbe $c(H_3O^+)$, nur die Menge unterscheidet sich.

Hilfe: Stark oder konzentriert?
• Stark / schwach sagt, wie vollständig eine Säure mit Wasser reagiert.
• Konzentriert / verdünnt sagt, wie viel Säure in der Lösung ist.
Das sind zwei verschiedene Dinge.

12 Entscheide, ob die Aussagen richtig oder falsch sind.

	richtig	falsch
Eine starke Säure ist immer auch eine konzentrierte Säure.	☐	☐
Eine starke Säure reagiert in Wasser praktisch vollständig, eine schwache Säure nur teilweise.	☐	☐
Ein Ampholyt kann je nach Reaktionspartner Säure oder Base sein.	☐	☐
Der pH-Wert ändert sich gleichmäßig (linear) mit der H_3O^+-Konzentration.	☐	☐

Hilfe: pH-Indikatoren
Ein Indikator ist ein Farbstoff. Er zeigt durch seine Farbe, ob eine Lösung sauer oder basisch ist. Die Farbe wechselt in einem bestimmten pH-Bereich (Umschlagsbereich).
Beispiele zum Merken: Lackmus ist im Sauren rot und im Basischen blau. Phenolphthalein ist im Sauren und Neutralen farblos und im Basischen pink.

13 Erkläre kurz, wie ein pH-Indikator funktioniert, und nenne zwei Beispiele mit ihren Farben.
Satzanfänge:
„Ein Indikator ist …, deshalb ändert sich …“
„Beispiel 1: … ist im Sauren …, im Basischen …“
„Beispiel 2: …“

14 Nenne zwei Beispiele aus dem Alltag, in denen Säure-Base-Reaktionen vorkommen, und erkläre kurz, was dabei passiert.
Satzanfang: „Beispiel 1: … Hier reagiert eine Säure mit … Dadurch …“
Tipp: Denke an Sodbrennen, Kalk im Wasserkocher oder an die Gartenarbeit.

Lösungen

Säure-Base-Reaktionen und pH-Wert (leichtere Fassung) · 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: abgeben, Protonendonator, aufnehmen, Protonenakzeptor

Aufgabe 2: Eine Säure ist ein Teilchen, das ein Proton (H^+) abgeben kann (Protonendonator). Eine Base ist ein Teilchen, das ein Proton (H^+) aufnehmen kann (Protonenakzeptor). Bei einer Säure-Base-Reaktion wird ein Proton von der Säure auf die Base übertragen.

Aufgabe 3: a) CH_3COOH (Essigsäure) gibt ein Proton ab, es ist die Säure. H_2O nimmt ein Proton auf, es ist die Base.
b) Paar 1: CH_3COOH / CH_3COO^- (Säure / Base). Paar 2: H_3O^+ / H_2O (Säure / Base). Die Teilchen jedes Paares unterscheiden sich nur um ein Proton.

Aufgabe 4: Ein Ampholyt ist ein Teilchen, das je nach Reaktionspartner als Säure (gibt ein Proton ab) oder als Base (nimmt ein Proton auf) reagieren kann. Ein Beispiel ist Wasser (H_2O). Ein weiteres Beispiel ist das Hydrogencarbonat-Ion HCO_3^-.

Aufgabe 5: Schritt 1: HCl ist eine starke Säure, deshalb $c(H_3O^+) = c(HCl) = 0{,}01\ mol/L = 10^{-2}\ mol/L$.
Schritt 2: $pH = -\log(10^{-2}) = 2$.
Antwort: Der pH-Wert beträgt 2.

Aufgabe 6: Schritt 1: NaOH ist eine starke Base, also $c(OH^-) = c(NaOH) = 0{,}001\ mol/L = 10^{-3}\ mol/L$.
Schritt 2: $pOH = -\log(10^{-3}) = 3$.
Schritt 3: $pH = 14 - 3 = 11$.
Antwort: Der pH-Wert beträgt 11.

Aufgabe 7: Schritt 1: $pH = -\log c(H_3O^+)$
Schritt 2: $pH = -\log(5 \cdot 10^{-4}) = -(\log 5 + \log 10^{-4}) = -(0{,}70 - 4) = 3{,}30$
Schritt 3: Der pH-Wert beträgt etwa 3,3.

Aufgabe 8: Schritt 1: $K_W = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-14}\ mol^2/L^2$.
Schritt 2: $\log c(H_3O^+) + \log c(OH^-) = -14$.
Schritt 3: Mal −1: $-\log c(H_3O^+) - \log c(OH^-) = 14$, also $pH + pOH = 14$. Weil $\log 10^{-14} = -14$ ist, gilt $pH + pOH = 14$.
Schritt 4: In reinem Wasser sind beide Konzentrationen gleich, nämlich $10^{-7}\ mol/L$. Deshalb ist $pH = pOH = 7$ (neutral).

Aufgabe 9: a) Am Anfang ist der pH-Wert niedrig (etwa 1), weil starke Salzsäure vorliegt. Er steigt bei Zugabe von NaOH zuerst nur langsam. Nahe am Äquivalenzpunkt steigt der pH-Wert sehr steil an (pH-Sprung). Am Ende flacht die Kurve im stark basischen Bereich (etwa pH 12–13) wieder ab.
b) Am Äquivalenzpunkt ist genau so viel Base wie Säure zugegeben worden. Es ist nur noch das Salz NaCl in Wasser vorhanden. Die Ionen Na^+ und Cl^- reagieren weder als Säure noch als Base und verändern den pH-Wert nicht. Deshalb ist die Lösung neutral, pH = 7.

Aufgabe 10: a) $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$
b) $H_2SO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaSO_4 + 2\ H_2O$
c) $HNO_3 + KOH \rightarrow KNO_3 + H_2O$

Aufgabe 11: In A ist $c(H_3O^+)$ 100-mal so groß wie in B.

Aufgabe 12: Eine starke Säure ist immer auch eine konzentrierte Säure. → **falsch**
Eine starke Säure reagiert in Wasser praktisch vollständig, eine schwache Säure nur teilweise. → **richtig**
Ein Ampholyt kann je nach Reaktionspartner Säure oder Base sein. → **richtig**
Der pH-Wert ändert sich gleichmäßig (linear) mit der H_3O^+-Konzentration. → **falsch**

Aufgabe 13: Ein Indikator ist ein Farbstoff, der selbst eine schwache Säure oder Base ist. Seine saure und seine basische Form haben unterschiedliche Farben. Ändert sich der pH-Wert, ändert sich das Verhältnis der beiden Formen und die Farbe schlägt um.
Beispiel 1: Lackmus ist im Sauren rot und im Basischen blau (Umschlag um pH 7).
Beispiel 2: Phenolphthalein ist im Sauren und Neutralen farblos und im Basischen pink bis violett (ab etwa pH 8–10).

Aufgabe 14: Beispiel 1: Sodbrennen. Zu viel Magensäure (Salzsäure) wird durch Tabletten mit basischen Stoffen (z. B. Magnesiumhydroxid oder Hydrogencarbonat) neutralisiert. Dadurch steigt der pH-Wert und die Beschwerden lassen nach.
Beispiel 2: Entkalken. Kalk im Wasserkocher wird mit Essig- oder Citronensäure entfernt. Die Säure reagiert mit dem Kalk und löst ihn auf.
Weiteres Beispiel: Zu saurer Gartenboden wird mit Kalk behandelt, der die Säure neutralisiert.