pH-Wert: Übungsblatt

Selbst erstelltes Lernmaterial zum Lernvideo „pH-Wert einfach erklärt: Säuren und Basen im Alltag“. Alle Zahlen sind Rechenbeispiele im Schulmodell bei 25 °C, starke Säure und starke Base vollständig in Ionen, die Volumina addieren sich. Die Werte der Alltagsdinge sind Richtwerte mit Spannen.

Name: _____ Datum: _____

Die pH-Skala mit Alltagsdingen



Alltagsding (Richtwert)	pH-Spanne	Indikator
Magensaft	etwa 1 bis 2	rot
Zitronensaft	zwischen 2 und 3	rot
Cola	zwischen 2 und 3	rot
Orangensaft	zwischen 3 und 4	orange
Schwarzer Kaffee	etwa 5	orange bis gelb
Haut (Säureschutzmantel)	etwa 5 bis 5,5	orange bis gelb
Frische Milch	knapp unter 7 (6,5 bis 6,8)	grün
Reines Wasser	7 (bei 25 °C)	grün
Gesundes Blut	7,35 bis 7,45	grün
Meerwasser	etwa 8	blau
Backnatron in Wasser	etwa 8	blau
Seifenlösung	9 bis 10	blau
Ammoniak-Reiniger	etwa 11	violett
Rohrreiniger (Natronlauge)	13 bis 14	violett

Richtwerte: Sorte, Marke und Temperatur verschieben sie. Die Farbe gilt für die Mitte der Spanne.

pH-Wert: pH = −log c(H_3O^+), c in mol/l. Je mehr Oxonium-Ionen pro Liter, desto kleiner der pH-Wert. Bei **25 °C**: 7 neutral, darunter sauer, darüber basisch; pH + pOH = 14.

Zehnerschritt: Jede Stufe nach unten: zehnmal so viele Oxonium-Ionen, nach oben ein Zehntel. Faktor = **10 hoch Unterschied**. Stellen zählen geht nur, wenn hinter dem Komma eine einzige Eins steht: 0,001 hat drei Stellen, pH 3.

Verdünnen (nur starke Säure, deutlich sauer): c(neu) = c · V(Säure) : V(gesamt). pH steigt bei 1 : 9 um 1, bei 1 : 99 um 2, bei 1 : 999 um 3. Nie basisch, nähert sich 7. Schwache Säure: weniger als eine Stufe pro Zehnerschritt.

Neutralisieren (starke Säure, starke Base): $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$. n = c · V (mol/l mal ml gleich mmol). Gleiche Mengen: pH 7. Sonst c = Überschuss : Gesamtvolumen. Säure übrig: pH = −log c. Lauge übrig: pH = 14 − (−log c).

Farben: Universalindikator wie eine Ampel: Rot, Orange, Gelb, Grün bei 7, dann Blau, Violett. Rotkohlsaft nur grob: sauer rot, neutral violett, schwach basisch blau bis grün, stark basisch gelb.

Das Beispiel des Videos (Rechenwerte): **Zitronensaft** pH 2 gegen **Kaffee** pH 5: 3 Stufen, 10 · 10 · 10 = **1.000**. pH 4 gegen pH 6: 2 Stufen, 10 · 10 = 100 (nicht doppelt). 0,001 mol/l = 10^{-3} mol/l: pH 3. Verdünnen: 1 Teil Salzsäure mit pH 1 plus 9 Teile Wasser: pH 2. Neutralisieren: 10 ml Salzsäure plus 10 ml Natronlauge (je 0,1 mol/l): pH 7 bei 25 °C; mit 9 ml Natronlauge: pH 2,28, mit 11 ml: pH 11,68.

Sicherheit: Unbekannte Stoffe und Reiniger probiert man niemals. Reiniger bleiben in ihren Flaschen und werden nie gemischt. Chlorreiniger gehört nie mit Essig oder Entkalker zusammen, auch nicht nacheinander: Dabei entsteht giftiges Chlorgas. Starke Säuren und starke Laugen können ätzen. Salzsäure und Natronlauge kommen hier nur als Rechenbeispiel im angeleiteten Schulversuch mit Schutzbrille vor.

Die sieben Fallen und Aufgaben A bis D

Nr.	Falle	So geht es richtig
1	Unterschied der pH-Werte statt Faktor (3 statt 1.000)	Jede Stufe ist der Faktor 10: 10 hoch Unterschied.
2	Richtung vertauscht	Der kleinere pH-Wert hat mehr Oxonium-Ionen pro Liter.
3	Verhältnis der pH-Zahlen („pH 4 ist doppelt so sauer wie pH 8“)	Die pH-Skala ist ein Zehnerlogarithmus: nur der Unterschied zählt.
4	Vorzeichen oder Stellen falsch (pH −3 statt 3)	pH = −log c: aus 10^{-3} mol/l wird pH +3. Stellen bis zur Eins zählen, die Eins mitgezählt.
5	Gesamtvolumen vergessen	Die Teilchen verteilen sich auf Säure plus Wasser (bzw. beide Lösungen).
6	Summe statt Unterschied der Stoffmengen, oder pOH statt pH	Es bleibt nur der Überschuss. Bleibt Lauge übrig: pH = 14 − pOH.
7	„Verdünnen macht basisch“	Der pH-Wert nähert sich 7 und wird nie größer.

Runde den pH-Wert bei Aufgabe E und F auf zwei Nachkommastellen. Zehnerpotenzen darfst du als 10^-4 oder als Dezimalzahl schreiben. Mehr Aufgaben mit Sofort-Korrektur gibt es auf der Übungsseite zum Video.

A. Wie viel mal so viele Oxonium-Ionen?

Rechne bei 25 °C mit den runden Rechenwerten (die echten Werte sind Richtwerte und schwanken): Magensaft hat pH 1,5, Orangensaft hat pH 3,5. Wie viel mal so viele Oxonium-Ionen pro Liter hat Magensaft wie Orangensaft? Gib zuerst den Unterschied in pH-Stufen an, dann den Faktor.

Unterschied der pH-Werte in Stufen (Stufen)	
Faktor: wie viel mal so viele Oxonium-Ionen pro Liter (×)	

Und umgekehrt: Wie viel mal so viele Oxonium-Ionen pro Liter hat der Orangensaft wie der Magensaft?

B. pH-Wert aus der Konzentration

Eine saure Lösung (zum Beispiel verdünnte Salzsäure im angeleiteten Schulversuch mit Schutzbrille) hat bei 25 °C die Konzentration $c(H_3O^+)$ = 0,0001 mol/l (das ist 10^{-4} mol/l). Berechne den pH-Wert und sage, wie viel mal so viele Oxonium-Ionen pro Liter darin sind wie in reinem Wasser (10^{-7} mol/l).

pH-Wert	
Faktor gegenüber reinem Wasser (c = 10^{-7} mol/l) (×)	

C. Konzentration aus dem pH-Wert

Eine Lösung hat bei 25 °C den pH-Wert 9. Gib die Konzentration der Oxonium-Ionen $c(H_3O^+)$ und der Hydroxid-Ionen $c(OH^-)$ in mol/l an. Du darfst als Dezimalzahl schreiben oder als Zehnerpotenz (10^-4).

$c(H_3O^+)$ (mol/l)	
$c(OH^-)$ (mol/l)	

D. Eine starke Säure verdünnen

Im angeleiteten Schulversuch mit Schutzbrille werden 5 ml Salzsäure mit pH 2 (starke Säure) mit 495 ml Wasser verdünnt. Das ist eine Verdünnung 1 : 99 (1 Teil Säure plus 99 Teile Wasser). Berechne das Gesamtvolumen, die neue Konzentration $c(H_3O^+)$ und den neuen pH-Wert (25 °C).

Gesamtvolumen (ml)	
neue Konzentration $c(H_3O^+)$ (mol/l)	
neuer pH-Wert	

Aufgaben E bis H: Neutralisation und Verstehen

E. Neutralisation: Salzsäure und Natronlauge

Im angeleiteten Schulversuch mit Schutzbrille werden 10 ml Salzsäure (0,1 mol/l, pH 1) und 9 ml Natronlauge (0,1 mol/l, pH 13) gemischt. Salzsäure ist eine starke Säure und Natronlauge eine starke Base: Beide liegen vollständig in Ionen vor. Die Volumina addieren sich, Temperatur 25 °C. Berechne die übrig bleibende Stoffmenge, das Gesamtvolumen, die Konzentration der übrigen Ionen und den pH-Wert (zwei Nachkommastellen). Rechenbeispiel, keine Anleitung zum Mischen von Haushaltsmitteln.

Stoffmenge, die übrig bleibt (mmol)	
Gesamtvolumen (ml)	
Konzentration der übrigen Ionen (mol/l)	
pH-Wert der Mischung	

F. Neutralisation: Lauge im Überschuss

Wie Aufgabe E, aber mit 11 ml statt 9 ml Natronlauge (alles andere gleich, 25 °C, angeleiteter Schulversuch mit Schutzbrille). Berechne den pH-Wert der Mischung auf zwei Nachkommastellen und sage, welche Seite übrig bleibt.

Es bleibt übrig (Säure oder Lauge)	
pH-Wert der Mischung	
Warum ist sie basisch, obwohl beide 0,1 mol/l haben? (ein Satz)	

G. Fehler finden

Ein Lösungszettel zum pH-Wert. Finde die Fehler und korrigiere sie. Eine Aussage stimmt.

Behauptung	Korrektur
„pH 2 gegen pH 5: Der Zitronensaft hat 3-mal so viele Oxonium-Ionen wie der Kaffee, denn es sind 3 Stufen.“	
„pH 4 ist doppelt so sauer wie pH 6.“	
„Eine Lösung mit $c(H_3O^+)$ = 0,001 mol/l hat den pH-Wert −3.“	
„10 ml Salzsäure (pH 1) plus 90 ml Wasser: Man teilt durch die 90 ml Wasser, also pH 1,95.“	
„Verdünnt man eine starke Säure immer weiter, wird sie irgendwann basisch.“	
„10 ml Salzsäure und 10 ml Natronlauge (je 0,1 mol/l) ergeben bei 25 °C eine Lösung mit pH 7.“	
„Bleibt Natronlauge übrig, ist pH = −log c der übrigen Ionen, also ein Wert unter 7.“	

H. Richtig oder falsch?

Aussage	richtig	falsch
Je kleiner der pH-Wert, desto mehr Oxonium-Ionen pro Liter.		
Bei 25 °C hat reines Wasser den pH-Wert 7.		
Die pH-Werte der Alltagsdinge sind exakte Messwerte.		
Schwache Säuren steigen beim Verdünnen 1 : 10 um genau eine Stufe.		
Gesundes Blut ist leicht basisch.		
Starke Säuren und starke Laugen können ätzen.		

Lösungen

Alle Zahlen stammen aus demselben Rechenkern wie die interaktive Übungsseite und sind unabhängig nachgerechnet.

A. Unterschied der pH-Werte: 3,5 − 1,5 = 2 Stufen. Jede Stufe bedeutet den Faktor 10: Faktor $10^2 = 100$. Magensaft (kleinerer pH-Wert) hat 100-mal so viele Oxonium-Ionen pro Liter wie Orangensaft. Umgekehrt (Orangensaft im Vergleich zum Magensaft): Faktor 0,01, also ein Hundertstel, denn der Orangensaft hat den größeren pH-Wert und damit weniger Oxonium-Ionen.

B. c = 0,0001 mol/l = 10^{-4} mol/l. pH = −log10(c) = −log10(10^{-4}) = 4. (Zähl-Trick bei einer einzigen Eins hinter dem Komma: Stellen bis zur Eins zählen, die Eins mitgezählt: 4.) Reines Wasser hat pH 7. Unterschied 3 Stufen: Faktor 10^3 = 1.000-mal so viele Oxonium-Ionen pro Liter.

C. $c(H_3O^+)$ = 10 hoch minus pH = 10^{-9} mol/l. pOH = 14 − 9 = 5. (Bei 25 °C gilt pH + pOH = 14.) $c(OH^-)$ = 10 hoch minus pOH = 10^{-5} = 0,00001 mol/l. Probe: $c(H_3O^+) \cdot c(OH^-) = 10^{-9} \cdot 10^{-5} = 10^{-14}$ $(mol/l)^2$.

D. Anfangskonzentration: pH 2 heißt c = 10^{-2} mol/l. Gesamtvolumen: 5 ml + 495 ml = 500 ml, die Säure wird auf das 100-Fache des Volumens verteilt. Neue Konzentration: c = 10^{-2} mol/l · 5 : 500 = 0,0001 mol/l. pH = −log10(c) = 4. Der pH-Wert steigt um 2 (Zehnerlogarithmus des Faktors 100), die Lösung bleibt sauer und wird nie basisch.

E. Stoffmengen (mol/l mal ml ergibt mmol): $n(H_3O^+)$ = 0,1 · 10 = 1 mmol, $n(OH^-)$ = 0,1 · 9 = 0,9 mmol. Neutralisation: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$. Es bleiben 0,1 mmol H_3O^+ übrig (Säure im Überschuss). Gesamtvolumen: 10 ml + 9 ml = 19 ml. Konzentration der übrigen Ionen: c = 0,1 mmol : 19 ml = 0,00526 mol/l. pH = −log10(c) = 2,28 (sauer, weil Säure übrig bleibt).

F. Stoffmengen (mol/l mal ml ergibt mmol): $n(H_3O^+)$ = 0,1 · 10 = 1 mmol, $n(OH^-)$ = 0,1 · 11 = 1,1 mmol. Neutralisation: $H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2\ H_2O$. Es bleiben 0,1 mmol OH^- übrig (Lauge im Überschuss). Gesamtvolumen: 10 ml + 11 ml = 21 ml. Konzentration der übrigen Ionen: c = 0,1 mmol : 21 ml = 0,00476 mol/l. pOH = −log10(c) = 2,32, also pH = 14 − 2,32 = 11,68 (basisch, weil Lauge übrig bleibt). Es werden mehr Hydroxid-Ionen (1,1 mmol) zugegeben als Oxonium-Ionen (1 mmol) da sind: Auf die Stoffmenge kommt es an, nicht auf die Konzentration allein.

G. (1) Falsch: Jede Stufe ist der Faktor 10, also 10 · 10 · 10 = 1.000-mal so viele (3 ist nur der Unterschied). (2) Falsch: pH 4 hat 100-mal so viele Oxonium-Ionen wie pH 6 (zwei Stufen). (3) Falsch: pH = −log c = −log(10^{-3}) = +3. (4) Falsch: Das Gesamtvolumen ist 100 ml. Die Konzentration ist 0,1 mol/l : 10 = 0,01 mol/l, also pH 2 (nicht 1,95). (5) Falsch: Der pH-Wert nähert sich 7 und wird nie größer, die Lösung wird nie basisch. (6) Richtig. (7) Falsch: Bleibt Lauge übrig, rechnest du erst pOH = −log c und dann pH = 14 − pOH. Der Wert liegt über 7, die Mischung ist basisch.

H. 1 richtig (kleinerer pH-Wert heißt mehr Oxonium-Ionen). 2 richtig (bei 25 °C). 3 falsch (Richtwerte mit Spannen, abhängig von Sorte, Marke und Temperatur). 4 falsch (bei einer schwachen Säure steigt der pH-Wert um weniger als eine Stufe, im Rechenmodell etwa um 0,5). 5 richtig (7,35 bis 7,45, also leicht basisch). 6 richtig (je nach Stoff, Konzentration und Einwirkzeit).