

Lösungen Laufblatt Postenlauf „Säuren-Basen“

Posten	Lösung (a-d)	Gedanken / Tipps
1a	b)	Antoine Lavoisier beobachtete dieses Phänomen im 18. Jahrhundert
13d	c)	HCOOH = Säure; Sulfat-Ionen = Base => Base weiter oben als Säure => GG links
16t	d)	In sauren Lösungen hat es keine Hydroxid-Ionen, diese tauchen in alkalischen Lösungen auf
11r	c)	$\text{CO}_3^{2-} + \text{CH}_3\text{COOH} \Rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{CH}_3\text{COO}^- \Rightarrow$ Säure = Essigsäure => korrespondierende Base = Acetat = CH_3COO^-
7u	a)	Protonendonatoren = Spender => das sind immer Säuren
6b	d)	$V_1 = 1\text{L}; V_2 = 5\text{L}; \text{pH}_1 = 2 \Rightarrow c_1 = 10^{-\text{pH}} = 0.01\text{mol/L} \Rightarrow c_2 = c_1 \cdot V_1 / V_2 = 0.002\text{mol/L} \Rightarrow \text{pH}_2 = -\log c_2 = 2.7$
15t	b)	Beide Arten von Lösungen leiten den elektrischen Strom
19m	a)	Salpetersäure = sehr starke Säure => $\text{pH} = -\log c = 0.6 \Rightarrow \text{pOH} = 13.4$
3g	d)	$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{HNO}_3 + \text{OH}^- \Rightarrow$ es schwimmen Salpetersäure-Teilchen herum
19n	b)	$\text{Cu}(\text{OH})_2; M=97.56\text{g/mol}; n=m/M = 0.07\text{mol} \Rightarrow c=n/V = 0.36\text{mol/L} \Rightarrow c(\text{OH}^-) = 0.717\text{mol/L} \Rightarrow \text{pOH} = -\log c = 0.1 \Rightarrow \text{pH} = 13.9$
5x	c)	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+; \text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \Rightarrow$ Hydrogensulfat-Ionen sind einmal als korresp. Base und einmal als Säure im System
12y	d)	Erst das Wasser, dann die Säure, sonst geschieht das Ungeheure
8i	a)	$V_1 = 0.5\text{L}; \text{pH}_1 = 11 \Rightarrow$ da Lauge = $\text{pOH}_1 = 3; \text{pOH}_2 = 6; c_1 = 10^{-\text{pOH}} = 0.001\text{mol/L}; c_2 = 10^{-\text{pOH}} = 0.000001\text{mol/L} \Rightarrow V_2 = c_1 \cdot V_1 / c_2 = 500\text{L} \Rightarrow V_2 - V_1 = 499.5\text{L}$
2c	d)	Phosphorsäure = H_3PO_4 , kann also 3 mal deprotoniert werden, da es 3 H-Atome hat
10p	b)	Ammoniak = mittelstarke Base => $\text{pOH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_b - \log c) = \frac{1}{2} (4.79 - \log (0.01)) = 3.4 \Rightarrow \text{pH} = 10.6$
14r	c)	Bei Erwärmung entsteht das giftige Stickstoffdioxid-Gas
18j	d)	$0.000000001\text{mol/L} = 10^{-9}\text{mol/L} \Rightarrow c(\text{H}_3\text{O}^+) = 10^{-14}\text{mol}^2/\text{L}^2 / c(\text{OH}^-) = 10^{-5}\text{mol/L}$

22e	a)	NaCN; M=49.01g/mol; n=m/M = 0.04mol => c=n/V = 0.136mol/L => Cyanid = mittelstarke Base=> pOH = ½ (4.69 -log (0.136)) = 2.8 => pH = 11.2
17d	b)	H ₂ CO ₃ + H ₂ O => HCO ₃ ⁻ + H ₃ O ⁺ => korrespondierende Base = HCO ₃ ⁻ = 3 Sauerstoffatome
27u	b)	Hydrogensulfid = Säure; Ethanolat = Base => Base weiter unten als Säure => GG rechts
11i	c)	Im Cola hat es die starke Phosphorsäure => daher pH ca. 4
20p	d)	Hydrogencarbonat = mittelstarke Base => pOH = = ½ (pKb-log c) = ½ (7.63 -log (0.017)) = 4.7 => pH = 9.3
9o	b)	V ₁ = 100L; V ₂ = 250L; pOH ₁ = 2 => c ₁ = 10 ⁻² mol/L => c ₂ = c ₁ *V ₁ /V ₂ = 0.004mol/L => pOH ₂ = -log c ₂ = 2.4 => pH = 11.6
14b	b)	HCl(g) + H ₂ O(l) => H ₃ O ⁺ (aq) + Cl ⁻ (aq) => keine Nitrationen dabei
12u	c)	Ameisensäure = starke Säure => nicht berechenbar
3e	a)	NH ₃ + H ₂ O => NH ₄ ⁺ + OH ⁻ => korrespondierende Säure = NH ₄ ⁺ => 5 Atome
21q	c)	Immer Säure + konjugierte Base
10v	c)	V = 0.5L, n=m/M = 500g/18.015g/mol = 27.75mol => c = n/V = 55.55mol/L
1t	a)	Natriumoxid = Na ₂ O; Oxid = sehr starke Base => pOH = -log c; M(Na ₂ O) = 61.98g/mol => n=0.016mol => c=n/V = 0.322mol/L => pOH = 0.49
15v	d)	Dies waren Brönsted und Lowry