

Arbeitsblatt Säuren Chemie 4Stünder, 11. März 2018

$$(0) \quad K_W = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ mol}^2/\text{l}^2 \quad (= K \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2)$$

Beziehungen für Stoffeigenschaften:

- (1) $\text{p}K_S = -\log K_S$
- (2) $\text{p}K_B = -\log K_B$
- (3) $\text{p}K_S + \text{p}K_B = 14$

Beziehungen für Lösungseigenschaften:

Schwache Säuren ($\text{p}K_S > 4$ bzw. $\text{p}K_B > 4$)

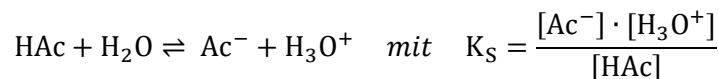
- (4) $\text{pOH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_B - \log [\text{B}^-])$
- (5) $\text{pH} = \frac{1}{2}(\text{p}K_S - \log [\text{HA}])$

Starke Säuren ($\text{p}K_S < -1,74$ bzw. $\text{p}K_B < -1,74$)

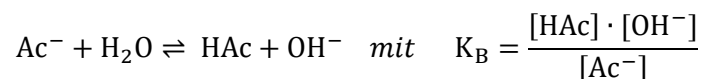
- (6) $\text{pH} = -\log [\text{HA}]$ (*Einwaage-Stoffmenge, manchmal als ‚Gesamtkonzentration‘ bezeichnet*)
- (7) $\text{pOH} = -\log [\text{B}^-]$ (*Einwaage-Stoffmenge, manchmal als ‚Gesamtkonzentration‘ bezeichnet*)

Kurze Herleitung von Beziehung (3):

Löst man Essigsäure (HAc) in Wasser, so gilt:



Löst man Acetat (z.B. als Natriumsalz) in Wasser, so wirkt das Acetat-Anion als Base. Nun gilt:



Nun stellt man beide MWG-Gl. um, sodass die Essigsäurekonzentrationen auf einer Seite stehen:

$$\frac{K_S}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{Ac}^-]}{[\text{HAc}]} \quad \text{und} \quad \frac{K_B}{[\text{OH}^-]} = \frac{[\text{HAc}]}{[\text{Ac}^-]}$$

Die Essigsäure kann in der Gleichung eliminiert werden, indem man beide Gleichungen zusammenfasst:

$$\frac{K_S}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{[\text{OH}^-]}{K_B} \quad \text{bzw.} \quad K_S \cdot K_B = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-]$$

Es ergibt sich letztlich mit Gleichung (0):

$$K_S \cdot K_B = 10^{-14} \frac{\text{mol}^2}{\text{Liter}^2} \quad \text{bzw.} \quad \text{p}K_S + \text{p}K_B = 14$$

A1. Je stärker die Säure,desto _____ der pK_S ,desto _____ der pK_B ,

desto _____ der pH einer Lsg. der Säure,

desto _____ die konjugierte Base,

desto _____ der pH einer Lsg. der konj. Base
am Wert 7.**Je stärker die Base,**desto _____ der pK_S ,desto _____ der pK_B ,

desto _____ der pH einer Lsg. der Base,

desto _____ die konjugierte Säure,

desto _____ der pH einer Lsg. der konj. Säure
am Wert 7.**A2: Fülle die leeren Kästchen aus:**

Säure	Konjugierte Base	pK_S	pK_B
HI		-8	
HCl		-6	
H ₂ SO ₄		-3	
H ₃ O ⁺		-1,74	
HNO ₃		-1,3	
HSO ₄ ⁻		1,99	
H ₃ PO ₄		2,15	
CH ₃ COOH		4,76	
H ₂ CO ₃		6,35	
H ₂ S		7,02	
H ₂ PO ₄ ⁻		7,2	
HCN		9,21	
NH ₄ ⁺		9,24	
HCO ₃ ⁻		10,33	
HPO ₄ ⁻		12,38	
HS ⁻		13,9	
NH ₃		23	
OH ⁻		24	

A3: Vermischte Aufgaben:

a) Man gibt 20 ml Salzsäure der Konzentration 0,3 mol/l in ein Gefäß mit 50 ml Wasser. Berechne die pH-Werte der unverdünnten und der verdünnten Salzsäure!

b) Berechne den pH für eine Lösung mit der Hydroxid-Konzentration $c(\text{OH}^-) = 0,00025 \text{ mol/l}$

c) Man löst 20 g Natriumacetat $\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})$ zu 1 Liter Lösung. Berechne den pH-Wert.

$[\text{M}(\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})) = 82 \text{ g/mol}]$

d) Man gibt 15 g Kaliumdihydrogenphosphat (KH_2PO_4) in 100 ml Wasser. Berechne den pH-Wert der Lösung. Es handelt sich beim Dihydrogenphosphat-Anions zwar um einen Ampholyten, allerdings spielt dessen Reaktion als Base keine Rolle und kann vernachlässigt werden. Formuliere daher die Reaktionsgleichung des Anions als Säure.

A4:

Am 13. Januar 2011 kenterte im Rhein auf der Höhe der Loreley ein Frachter mit knapp 2400 Tonnen konzentrierter Schwefelsäure an Bord. Die Bergung des Frachters erwies sich als schwierig, da Wasser in die Stahl tanks (Material: Eisenlegierung) eingedrungen war und sich Wasserstoff gebildet hatte. Nachdem man den Wasserstoff durch Einleitung von Stickstoff verdrängt hatte, begann man, die Schwefelsäure in ein anderes Schiff zu pumpen. Dabei sackte der verunglückte Frachter ab und drohte auseinander zu brechen. Man beschloss deshalb, einen Teil der Säure, maximal 80 Tonnen pro Stunde (12 Liter pro Sekunde), kontrolliert in den Rhein abzulassen. Zu dieser Zeit flossen etwa 1,6 Millionen Liter Wasser pro Sekunde den Rhein hinunter. Während der Maßnahmen wurden unterhalb der Unglücksstelle regelmäßig Wasserproben entnommen und untersucht.

Dichte der Schwefelsäure: $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,84 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

Massenanteil: $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 96\%$, (d.h. 100 g Lösung enthalten 96 g reine Schwefelsäure)

1.1 Erstellen Sie die Reaktionsgleichungen für die 1. und 2. Protolysereaktion der Schwefelsäure mit Wasser und begründen Sie jeweils die Gleichgewichtslage.

1.2 Formulieren Sie eine begründete Hypothese zur Erklärung der Wasserstoffentwicklung nach Wassereintritt in die Tanks und geben Sie hierfür eine Reaktionsgleichung an. Ordnen Sie diese Reaktion einem Reaktionstyp zu und begründen Sie ihre Entscheidung.

(Hinweis: Bei Reaktion von Metallen mit Säuren entsteht elementarer Wasserstoff und das Metall löst sich auf)

1.3 Berechnen Sie den pH-Wert einer Schwefelsäure-Lösung unter Vernachlässigung der 2. Protolysestufe, die durch Zugabe von 12 Litern konzentrierter Säure zu 1,6 Millionen Litern reinen Wassers entsteht. Beurteilen Sie die Übertragbarkeit dieses Ergebnisses auf die Verhältnisse im Rhein.

Lösungen AB Säuren

A1: Je stärker die Säure,

desto kleiner der pK_S ,

desto größer der pK_B ,

desto kleiner der pH-Wert einer Lösung der Säure,

desto schwächer die konjugierte Base.

desto näher der pH einer Lsg. der konj. Base am Wert 7.

Je stärker die Base,

desto größer der pK_S ,

desto kleiner der pK_B ,

desto größer der pH-Wert einer Lösung der Base,

desto schwächer die konjugierte Säure.

desto näher der pH einer Lsg. der konj. Säure am Wert 7.

A2: vollständige Tabelle:

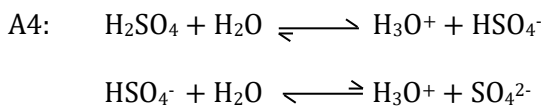
Säure	Konjugierte Base	pK_S	pK_B
HI	I ⁻	-8	22
HCl	Cl ⁻	-6	20
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	-3	17
H ₃ O ⁺	H ₂ O	-1,74	15,74
HNO ₃	NO ₃ ⁻	-1,3	15,3
HSO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	1,99	12,01
H ₃ PO ₄	H ₂ PO ₄ ⁻	2,15	11,85
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	4,76	9,24
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	6,35	7,65
H ₂ S	HS ⁻	7,02	6,98
H ₂ PO ₄ ⁻	HPO ₄ ⁻	7,2	6,8
HCN	CN ⁻	9,21	4,79
NH ₄ ⁺	NH ₃	9,24	4,76
HCO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	10,33	3,67
HPO ₄ ⁻	PO ₄ ²⁻	12,38	1,62
HS ⁻	S ²⁻	13,9	0,1
NH ₃	NH ₂ ⁻	23	-9
OH ⁻	O ²⁻	24	-10

A3: a) $pH_{\text{unverdünnt}} = -\lg c(\text{HCl}) = -\lg 0,3 = 0,52$
 $n(\text{HCl}) = 0,02 \text{ l} \cdot 0,3 \text{ mol/l} = 0,006 \text{ mol}$
 $c_{\text{verdünnt}}(\text{HCl}) = 0,006 \text{ mol} / 0,07 \text{ l} = 0,086 \text{ mol/l}$
 $pH_{\text{verdünnt}} = -\lg 0,086 = 1,07$

b) $pH = 14 - pOH = 14 - (-\lg 2,5 \cdot 10^{-4}) = 10,4$

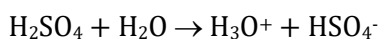
c) $M = m/n \quad \Rightarrow \quad n(\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})) = 20 \text{ g} / (82 \text{ g/mol}) = 0,24 \text{ mol}$
 $c = n/V \quad \Rightarrow \quad c(\text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})) = 0,244 \text{ mol/l} = 0,24 \text{ mol/l}$
 $pK_B\text{-Wert der schwachen Base Acetation: } pK_B = 14 - pK_S = 9,24$
 Näherungsformel für schwache Basen unter Berücksichtigung des $pK_B\text{-Werts:}$
 $pOH = \frac{1}{2} \cdot (pK_B - \lg c(A^-)) = \frac{1}{2} \cdot (9,24 - \lg 0,24) = 4,93 \quad \Rightarrow \quad pH = 9,07$

d) $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
 $n(\text{KH}_2\text{PO}_4) = m / M = 20 \text{ g} / 136,1 \text{ g/mol} = 0,147 \text{ mol}$
 $c(\text{KH}_2\text{PO}_4) = n / V = 0,147 \text{ mol} / 0,2 \text{ l} = 0,735 \text{ mol/l}$
 $pH = \frac{1}{2}(pK_S - \lg c(\text{KH}_2\text{PO}_4)) = \frac{1}{2}(7,2 + 0,134) = 3,667$



$pK_S(\text{H}_2\text{SO}_4) = -3 \quad \Rightarrow$ Gleichgewicht liegt rechts (auf Produkteseite, vollständige Protolyse)
 $pK_S(\text{HSO}_4^-) = 1,99 \quad \Rightarrow$ Gleichgewicht liegt links (auf Edukteseite, unvollständige Protolyse)

1.2 Der Wassereintritt in die Tanks verdünnte die konzentrierte Schwefelsäure stark. Da Schwefelsäure eine starke Säure ist, protolysierte sie vollständig:



Die H_3O^+ -Ionen reagierten mit dem Eisen der Wände der Stahl tanks zu Wasserstoff:



Bei dieser Reaktion handelt es sich um eine Reaktion mit Elektronenübergang, also um eine Redoxreaktion. Fe wird oxidiert, es wird von $\text{Fe}(\pm 0)$ zu Fe^{2+} .

H_3O^+ : durch Aufnahme zweier Elektronen reduzieren sich 2H^+ zu $\text{H}_2(\pm 0)$.

$$1.3 \quad \rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,84 \text{ g} \cdot \text{cm}^3$$

In $1000 \text{ cm}^3 = 1 \text{ L}$ dieser H_2SO_4 sind demnach $1840 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ enthalten, in 12 L also $1840 \cdot 12 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 22.080 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 22,08 \text{ kg H}_2\text{SO}_4$.

Nach der Verdünnung dieser $12 \text{ L H}_2\text{SO}_4(\text{konz.})$ mit $1.600.000 \text{ L}$ reinem H_2O sind $22.080 \text{ g H}_2\text{O}$ in $1.600.012 \text{ L}$ enthalten

$$1.600.012 \text{ L verdünnter Lösung} \triangleq 22.080 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$1 \text{ L verdünnter Lösung} \triangleq (22.080 / 1.600.012) \text{ g H}_2\text{SO}_4 = 0,014 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ g} + 32 \text{ g} + 64 \text{ g} = 96 \text{ g}$$

$$96 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \triangleq 1 \text{ Mol H}_2\text{SO}_4$$

$$1 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \triangleq (1 / 96) \text{ Mol H}_2\text{SO}_4$$

$$0,014 \text{ g H}_2\text{SO}_4 = (0,014 / 96) \text{ Mol H}_2\text{SO}_4 = 0,000145 \text{ Mol H}_2\text{SO}_4 = 1,46 \cdot 10^{-4} \text{ Mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Die Konzentration der Säure nach der Verdünnung mit $1,6 \text{ Mio. L H}_2\text{O}$ war also $1,46 \cdot 10^{-4} \text{ m}$.

$$\text{pH} = -\lg 1,46 \cdot 10^{-4} = 3,84$$