

1. Aufgabe: Donator- Akzeptor -Konzept bei Säuren und Basen (50 Punkte)

In der Chemie ist eines der grundlegenden Konzepte die Idee des „Gebens und Nehmens“, fachsprachlich als Donator- Akzeptor- Modell bezeichnet. Besonders deutlich wird dieses Prinzip bei den Säuren und Basen und den entsprechenden, nach Brönsted 1923 benannten Protonenübertragungsreaktionen.

1. Definiere die Begriffe Brönsted- Säure und Brönsted- Base. Stelle für beide eine allgemeine Reaktionsgleichung für eine Reaktion mit Wasser auf. Formuliere für die Reaktion einer (1protonigen) Säure hierzu das allgemeine MWG. (10P)
2. Nenne die Definition der Säurekonstanten K_S und leite diese aus dem allgemeinen MWG ab. (5P)
3. Wasser reagiert - wie viele andere Stoffe auch - sowohl mit Säuren HA als auch mit Basen B. Erläutere dieses Verhalten und nenne die chemische Fachbezeichnung für solche Stoffe. Nenne zwei weitere Stoffe mit dieser Eigenschaft. (8P)
4. Berechne unter Verwendung der im Anhang aufgeführten Werte den pH - Wert einer Lösung von $250 \cdot 10^{-3}$ mol Buttersäure in 1 Liter Wasser. (6P)
5. Begründe, warum eine Lösung aus Natriumhydrogensulfat deutlich sauer, eine Lösung von Natriumcarbonat („Soda“) dagegen alkalisch ist. Stelle dafür mögliche Reaktionsgleichungen auf und nenne die jeweiligen korrespondierenden Säure-Base- Paare. (6P)
6. Puffer sind im Anhang definiert. Betrachte eine Lösung aus 1 mol Essigsäure („HAc“) und 1 mol Natriumacetat („Na⁺Ac⁻“) in 1 Liter Wasser. Da Essigsäure eine schwache Säure ist, dissoziiert nur ein kleiner Teil davon.
 - a. Berechne den pH-Wert dieser Lösung. (5P)
 - b. Erläutere qualitativ, was bei Zugabe von einer Säure oder einer Base geschieht und wie der pH-Wert dabei „gepuffert“ wird. (5P)
 - c. Berechne den pH-Wert, wenn nun 100ml einer 1-molaren Salzsäure ($c(\text{HCl}) = 1 \text{ mol/Liter}$) in das gepufferte System hinzu gegeben werden. Tipp: HCl dissoziiert praktisch vollständig. Da HAc eine schwache Säure ist, werden nahezu alle Hydroxoniumionen der Salzsäure die vorhandenen Acetatanionen protonieren. (5P)

2. Aufgabe - Löslichkeit von Salzen in wässrigen Lösungen (40 Punkte)

Untersucht man die Löslichkeit verschiedener Salze in Wasser, so findet man Löslichkeiten im Bereich zwischen wenigen μg und mehreren 100g pro Liter. Die maximale Menge eines Salzes, die man lösen kann, reicht also über mehr als 8 Größenordnungen und ist in der Regel stark temperaturabhängig. Schon früh erkannten Chemiker, dass die Sättigung einer Lösung aus dem MWG abgeleitet werden konnte, in dem man das Lösen als dynamisches Gleichgewicht betrachtete. Das Löslichkeitsprodukt ist somit eine stoffspezifische Konstante und kann entsprechend tabelliert werden.

In einem ersten Experiment wird 100ml einer Lösung von Silbernitrat ($c(\text{AgNO}_3) = 0,01 \text{ mol/Liter}$) mit 0,1ml einer gleich konzentrierten Kochsalzlösung versetzt. Man beobachtet eine weiße Trübung der Lösung. Durch Filtrieren wird der feste Niederschlag vollständig entfernt, man erhält bei sorgfältigem Arbeiten (fast exakt) 100ml der nun wieder klaren Lösung.

Im zweiten Schritt versetzt man diese klare Lösung nun mit 0,1ml einer Lösung aus NaBr, wieder mit einer Konzentration von $c=0,01 \text{ mol/Liter}$.

1. Nenne die Definition des Löslichkeitsproduktes K_L für einen Stoff A_2B_3 . Leite diese aus dem MWG ab und interpretiere die Aussage von K_L über die Löslichkeit eines Salzes. (6P)
2. Erläutere den ersten Teil des Experiments. Begründe, warum etwas ausfällt. (10P)
3. Berechne zum ersten Experiment die Stoffmenge der ausgefällten Silberionen. (6P)
4. Stelle eine begründete Hypothese über das Ergebnis des zweiten Versuchs auf. (12P)
5. Berechne die Masse an (festem) Natriumsulfid Na_2S , die man im ersten Versuchsteil hätte zugeben dürfen, ohne dass sich ein Niederschlag gebildet hätte. (6P)

Puffer,

1) *Chemie:* Stoffgemisch, dessen Wasserstoffionenkonzentration (pH-Wert) verhältnismäßig unempfindlich gegen einen Zusatz von Säure oder Base ist. Pufferlösungen bestehen meist aus einer schwachen Säure (z. B. Essigsäure) und einem ihrer Salze (z. B. Natriumacetat). Die Wirkungsweise eines Puffers beruht auf der Abfangreaktion von Wasserstoff- beziehungsweise Hydroxidionen unter Bildung schwacher Säuren beziehungsweise Basen aufgrund ihres Dissoziationsgleichgewichts (Dissoziation, Massenwirkungsgesetz). – Physiologisch wichtig ist die Konstanzhaltung des pH-Werts der Körperflüssigkeiten (Blut, Lymphe) und der Gewebe. Schon geringfügige Änderungen des pH-Werts können lebensbedrohlich sein. Das wichtigste Puffersystem des Blutes ist das System Kohlensäure/Natrium- und Kaliumhydrogencarbonat.

© 2003 Bibliographisches Institut & F. A. Brockhaus AG

Formeln und Beziehungen:

MWG: $K_C = (c(\text{Produkt1}) \cdot c(\text{Produkt2}) \dots) / (c(\text{Edukt1}) \cdot c(\text{Edukt2}) \dots)$

Säurekonstante HA: $K_S = (c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{A}^-)) / c(\text{HA})$

Löslichkeitsprodukt A_nB_m $K_L = c^n(\text{A}^+) \cdot c^m(\text{B}^-)$

$\text{pH} = -\log(c(\text{H}_3\text{O}^+))$ $\text{p}K_S = -\log(K_S)$ $\text{p}K_L = -\log(K_L)$

$\text{pH} = \text{p}K_S + \log(C(\text{A}^-) / C(\text{HA}))$ (Henderson-Hasselbalch-Gleichung, Puffergleichung)

Größen:

$\text{p}K_S(\text{Buttersäure } \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}) = 4,82 \text{ mol/Liter}$

$\text{p}K_S(\text{Essigsäure } \text{CH}_3\text{COOH}) = 4,76 \text{ mol/Liter}$

Salz:	AgCl	AgBr	Ag ₂ S
$K_L \text{ in mol}^2/\text{Liter}^2$	$2 \cdot 10^{-10}$	$5 \cdot 10^{-13}$	$5 \cdot 10^{-51} \text{ mol}^3/\text{Liter}^3$

Silbernitrat und alle vorkommenden Natriumsalze können als sehr gut wasserlöslich angenommen werden.

molare Massen: $M(\text{Ag}) = 107,9 \text{ g/mol}$

$M(\text{S}) = 32,1 \text{ g/mol}$

$M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$