**Kompetenzcheck:** Säure-Base-Gleichgewichte

**Für die Klausur am 29.04.13, 1./2. Stunde**

* Mach dir zunächst alleine Gedanken über deine Fähigkeiten und kreuze an.
* Die Punkte, die du nur mit (sehr) unsicher eingeschätzt hast, solltest du mit Hilfe der Fördermaßnahmen in der Spalte „Schau nach“ aufarbeiten.
* Bearbeite die Aufgaben auf der Rückseite, um deine Einschätzungen zu überprüfen.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Ich kann…** | **smilygifs039.gif** | **smilygifs040.gif** | **smilygifs043.gif** | **smilygifs034.gif** | **Schau nach im Heft und im Buch** |
| **Sicher** | **Ziem-lich sicher** | **Un-sicher** | **Sehr un-sicher** |
| … Säuren und Basen nach Brönstedt definieren |  |  |  |  | S. 85 |
| … die Kennzeichen saurer und alkalischer Lösungen nennen |  |  |  |  | S. 85 |
| … Protolyse-Gleichgewichte aufstellen |  |  |  |  | S. 86, AB |
| … die korrespondierenden Säure-Base-Paare benennen |  |  |  |  | S. 87, B8 |
| … den Begriff Ampholyt erklären und Beispielreaktionen formulieren |  |  |  |  | S. 87 |
| … das Ionenprodukt des Wassers formulieren und die Konzentrationen nennen |  |  |  |  | S. 88 |
| … den pH- und den pOH-Wert definieren und in Beziehung zur H3O+/OH--Ionenkonzentration setzen |  |  |  |  | S. 89+90 |
| … Ks/KB/pKs/pKB-Werte im Hinblick auf die Säurestärke/Basenstärke interpretieren |  |  |  |  | S. 91-93 |
| … pH-Werte von starken und schwachen Säuren/Basen im Näherungsverfahren berechnen |  |  |  |  | S. 94 |
| … Indikatoren mit der Säure-Base-Theorie erklären |  |  |  |  | S. 104 |
| …mindestens zwei Indikator und ihren Farbumschlag nennen |  |  |  |  | S. 104, B1 |
| … die Durchführung einer Säure-Base-Titration zur Konzentrationsbestimmung beschreiben |  |  |  |  | Praktikum, S. 107 |
| … aus den experimentell bestimmten Werten einer Titration die Konzentration einer Lösung berechnen |  |  |  |  | Praktikum  S. 107 |

**Übungsaufgaben zur Überprüfung**

1. Definiere den Säure- und Base-Begriff nach Brönstedt.
2. Formuliere die Reaktionsgleichung für die Reaktion von a) Salpetersäure in Wasser und b) Ammoniak in Wasser. Entscheide, ob es sich jeweils um eine saure oder eine alkalische Lösung handelt und begründe deine Meinung.
3. Bearbeite S. 86, A2 und A3. Benenne jeweils die korrespondierenden Säure-Base-Paare.
4. Benenne vier verschiedene Ampholyte und formuliere ihre Reaktionen als Säure (mit OH-) und als Base (mit H3O+).
5. Formuliere das Ionenprodukt des Wassers und die entsprechenden Konzentrationen.
6. Erkläre den pH-Wert und den pOH-Wert.
7. Der pH-Wert einer Lösung ist a) 2,4 b) 6,8 und c) 9,5. Berechne jeweils die Konzentration der Oxonium- und der Hydroxidionen. Gib auch den pOH-Wert der Lösungen an.
8. Formuliere die Reaktion von a. Essigsäure mit Wasser und b. Carbonationen mit Wasser.

Formuliere für beide Reaktionen den KS, bzw. den KB-Wert und stelle fest, ob es sich um eine schwache oder starke Säure/Base handelt.

1. Berechne die pH-Werte für folgende Lösungen: a. Salzsäure mit c0=0,001mol/l; b. Kalilauge mit c0=0,025mol/l; c. Propansäure mit c0=0,01mol/l {pKs(Propansäure) = 4,88} ; d. Ammoniaklösung mit c=0,085mol/l.

*Hinweise: Unterscheide starke und schwache Säuren/Basen! Bei Basen wird zuerst der pOH-Wert berechnet, daraus dann der pH-Wert über pH=14 - pOH*

1. Erläutere die Farbänderung von Thymolblau bei Veränderung des pH-Wertes. Gib den Umschlagbereich für die Farbänderung an.
2. Erläutere das Ziel einer Säure-Base-Titration.
3. Beschreibe den Versuchsaufbau und die Durchführung (mit Beobachtung!) für die Titration von 20ml Salzsäure mit Kalilauge c(KOH)=0,1 mol/l.

Bis zum Farbumschlag werden 9,75 ml Kalilauge verbraucht. Berechne die Konzentration der Salzsäure. (Hinweis: Beachte das Stoffmengenverhältnis von Schwefelsäure und Kalilauge bei der Neutralisation!)

1. Wie würdest du die Konzentration einer Ammoniaklösung bestimmen? Beschreibe das Verfahren mit den benötigten Stoffen!

**Lösungen (f. 4-Stündigen Kurs)**

1. S. Buch

2a. HNO3 + H2O ⮀ H3O+ + NO3-

Salpetersäure Nitrat

Saure Lösung, da Oxoniumionen entstanden sind

b. CaO + H2O ⮀ 2 OH- + Ca2+

Alkalische Lösung, da Hydroxidionen entstanden sind.

3. A2:

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Säure | OH- | NH4+ | H2PO4- | HS- | NH3 | H2O2 |
| Base | O2- | NH3 | HPO42- | S2- | NH2- | HO2- |

A3 a. H3PO4 + NH3 ⮀ H2PO4- + NH4+

S1 B2 B1 S2

b. CH3COOH + NH2- ⮀ CH3COO- + NH3

S1 B2 B1 S2

c. HPO42- + NH3 ⮀ PO43- + NH4+

S1 B2 B1 S2

d. NH4+ + S2- ⮀ NH3 + HS-

S1 B2 B1 S2

e. HS- + OH- ⮀ S2- + H2O

S1 B2 B1 S2

f. HSO4- + CO32- ⮀ SO42- + HCO3-

S1 B2 B1 S2

g. H2S + CH3COO- ⮀ + HS- + CH3COOH

S1 B2 B1 S2

h. HCO3- + ClO- ⮀ CO32- + HOCl

S1 B2 B1 S2

4. z.B. NH3 + OH- ⮀ NH2- + H2O Ammoniak reagiert als Säure

NH3 + H3O+ ⮀ NH4+ + H2O Ammoniak reagiert als Base

Weitere Ampholyte: H2PO4-, HPO42-, HCO3-, H2O

5a. pH = 2,4 c(H3O+) = 10-2,4 mol/l = 3,98∙10-3 mol/l Universalindikator: rot

pOH = 11,6 c(OH-) = 3,98∙10-11 mol/l

b. pH = 6,8 c(H3O+) = 10-6,8 mol/l = 1,58∙10-7 mol/l Universalindikator: gelb-grün

pOH = 7,2 c(OH-) = 6,31∙10-8 mol/l

c. pH = 9,5 c(H3O+) = 10-9,5 mol/l = 3,16∙10-10 mol/l Universalindikator: blau

pOH = 4,5 c(OH-) = 3,16∙10-5 mol/l

6a. c(HCl) = c(H3O+) = 0,846mol/l pH = -lg(0,846) = 0,073

b. m(NaOH) = 0,46g, M(NaOH) = 40g/mol 🡪 n(NaOH) = 0,46g : 40g/mol = 0,0115 mol

n(NaOH) = n(OH-) = 0,0115mol in 0,1l 🡪 0,115mol in 1l 🡪 c(OH-) = 0,115 mol/l

pOH = -lg(0,115) = 0,94 🡪 pH = 13,06

7. HF + H2O ⮀ F- + H3O+

MWG:

K = c(H2O) konstant, daraus Ks =

pKs (HF) = 3,14 🡪 KS = 7,2∙10-4 mol/l

KS ∙ KB = 10-14 mol²/l² oder pKs + pKB = 14

pKB (F-) = 10,86 🡪 KB = 1,38∙10-11 mol/l

Fluorwasserstoff ist eine starke Säure, da ihr pKs-Wert kleiner als 4 beträgt. Die Tendenz zur Protonenabgabe ist relativ hoch.

Zum Vergleich: Bei HCl geben alle Moleküle das Proton ab und bei CH3COOH geben nur wenige Säuremoleküle das Proton ab (pKs = 4,75)

Je kleiner der pKs-Wert oder je größer der Ks-Wert, desto stärker die Säure.

8. HNO2 + H2O ⮀ NO2- + H3O+

Salpetrige Säure ist eher eine schwache Säure, daher gilt: c0(HNO2) = cGG(HNO2) = 0,125 mol/l; weiter gilt aus der Reaktionsgleichung: c(NO2-) = c(H3O+) = 10-2,1mol/l

Ks = (10-2,1mol/l)² : 0,125 mol/l = 5∙10-4 mol/l 🡪 pKs = 3,3

9. KCN + H2O ⮀ HCN + OH- + K+

Cyanid-Ionen sind eher schwache Basen, daher gilt: c0(CN-) = cGG(CN-) = 0,5 mol/l; weiter gilt aus der Reaktionsgleichung: c(HCN) = c(OH-) = 10-2,45mol/l

KB = = (10-2,45mol/l)² : 0,5 mol/l = 2,51∙10-5 mol/l 🡪 pKB = 4,6

pKs (HCN) = 9,4 Ks = 4∙10-10 mol/l

10a. c(HCl) = c(H3O+) = 0,001 mol/l pH = 3 (starke Säure)

b. c(KOH) = c(OH-) = 0,025 mol/l pOH= 1,6 pH = 12,4 (starke Base)

c. pH = ½(pKs – lg{c(HProp)} = 3,44 (schwache Säure)

d. m(HAc) = 3,7g M(HAc) = 60g/mol n(HAc) = 0,06 mol in 0,1l Lösung

c(HAc) = 0,6 mol/l

pH = ½(pKs – lg{c(HAc)} = 2,5 (schwache Säure)

11a. K+: nicht relevant; CO32-: alkalisch

b. NH4+: sauer, HCO3-: alkalisch 🡪 gesamt: eher alkalisch, da pKB(HCO3-) > pKs(NH4+)

c. Lithiumchlorid: neutral, da beide Ionen nicht mit Wasser reagieren

d. Ammoniumnitrat: NH4+: sauer, NO3-: nicht relevant, da sehr schwache Base

12. NaHCO3 ist mit pKb= 7,48 eine schwache Base.

Es gilt deshalb: pOH = ½(pKb – lg{c(HCO3-)}

pOH = ½ (7,48 – lg(0,01)) = 4,74 🡪 pH = 14 – 4,74 = 9,26

13. Man muss die Calciumcarbonat-Lösung mit der gleichen Stoffmenge Hydrogencarbonat versetzen (also 0,05mol). Dann kann der Puffer sowohl Säuren als auch Basen gleichermaßen abpuffern. Es gilt dann pH = pKs, also puffert er im Bereich pH = 10,4

Man könnte die angegebene Carbonatlösung z.B. mit Natriumhydrogencarbonat mit der Stoffmenge 0,05 mol, also 4,2g Natriumhydrogencarbonat versetzen.

Reaktion mit Säuren: CO32- + H3O+ 🡪 HCO3- + H2O

Reaktion mit Basen: HCO3-  + OH- 🡪 CO32- + H2O

In beiden Fällen entsteht Wasser, der pH-Wert ändert sich durch die Zugabe von Säure oder Lauge nicht wesentlich.

14. Nach der Henderson-Hasselbalch-Gleichung für Puffersysteme gilt:

pH = pKs + lg (1/8) 🡪 pH = 10,4 + lg(1/8) = 9,5

Die Pufferlösung puffert besser gegen Basen, da die Stoffmenge der Hydrogencarbonationen größer ist. Gegenüber Säuren ist sie schneller erschöpft.

15. Pufferlösung: n(CO32-) = n(HCO3-) = 0,05 mol

Zugabe von Salzsäure: n(H3O+) = 0,001 mol

Damit wird n(CO32-) = 0,049 mol und n(HCO3-) = 0,051 mol

pH = 10,4 + lg(0,049/0,051) = 10,38 ; ΔpH = 0,02

16. Indikatoren sind schwache Säuren und ihre korrespondierenden Basen, die jeweils eine unterschiedliche Farbe besitzen. Im äquimolaren Verhältnis handelt es sich um Pufferlösungen, für die am Umschlagpunkt gilt: pH = pKs

Der Umschlagbereich ist pH = pKs +- 1

HThymolblau + H2O ⮀ Thymolblau- + H3O+

Gelb blau

17a. Titration einer starken Säure mit einer starken Base (geeigneter Indikator: Bromthymolblau oder Lackmus)

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Zugabe Natronlauge (ml) | **0** | **10**  n(H3O+) = n(OH-) | **20**  Überschuss OH- mit c=0,01mol/0,12l |
| pH-Wert | **1** | **7** (Äquivalenzpunkt) | **12,9** |

b. Titration einer schwachen Säure mit einer starken Base (geeigneter Indikator: Thymolblau oder Phenolphthalein)

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Zugabe Natronlauge (ml) | **0** | **5**  n(HProp) n(Prop-) = 0,005 mol | **10**  n(H3O+) = n(OH-)  c(Prop-) = 0,01mol/0,11l | **20**  Überschuss OH- mit c=0,01mol/0,12l |
| pH-Wert | **2,95** | **4,9**  (Pufferbereich, pH = pKs) | pOH = 5,1  pH = **8,9**  (Äquivalenzpunkt) | **12,9** |

18. Der pH-Wert würde im hohen Bereich anfangen und im niedrigen enden. Vorsicht: man muss mit den Anfangskonzentrationen erst den pOH-Wert ausrechnen, dann den pH-Wert!

19. Vorgehensweise:

- 20 ml der zu untersuchenden Schwefelsäure wird mit einer Pipette in einen Erlenmeyerkolben gegeben.

- Der Probe fügt man einige (wenige) Tropfen eines geeigneten Säure-Base- Indikators zu (hier: Bromthymolblau oder Lackmus)

- Aus einer Bürette lässt man Kalilauge der Konzentration 0,1 mol/l bis zum Farbumschlag des Indikators tropfen.

- An der Bürette wird das Volumen der zur Neutralisation benötigten Maßlösung abgelesen.

Berechnung:

H2SO4(aq) + 2 NaOH 🡪 Na2SO4(aq) + 2 H2O(l)

n(H2SO4) : n(NaOH) = 1 : 2 ⇨ n(H2SO4) = ½ n(NaOH)

c(H2SO4) • V (H2SO4) = ½ • c(NaOH) • V (NaOH)

½ • c(NaOH) • V (NaOH)

c(H2SO4) =

V (H2SO4)

½ • 0,1 mol/l • 0,01952 l

c(H2SO4) = = 0,0488 mol/l

0,02 l