

Zeit: 90 Minuten.

Hilfsmittel: Taschenrechner, PSE.

1) Chemikalien zu Versuch 1: Natriumhydrogencarbonat, Kaliumhydrogensulfat.

Chemikalien zu Versuch 2: Natriumphosphat, Phenolphthalein.

Beschreibe die zu Beginn der Kursarbeit gezeigten Experimente und erkläre deine Beobachtungen.

Ergänze deine Antworten durch Reaktionsgleichungen und kennzeichne die korrespondierenden Säure-Base-Paare.

2) Beschreibe ein Verfahren, mit dem man experimentell den pK_s -Wert einer schwachen Säure bestimmen kann.

Ergänze deine Antwort durch die entsprechenden mathematischen Zusammenhänge.

3) Definiere die folgenden Größen: pH -Wert, Protolysegrad α , Säurekonstante K_s .

Welche dieser Größen ist (sind) geeignet zur Beschreibung der Säurestärke?

Warum ist (sind) die andere(n) Größe(n) ungeeignet?

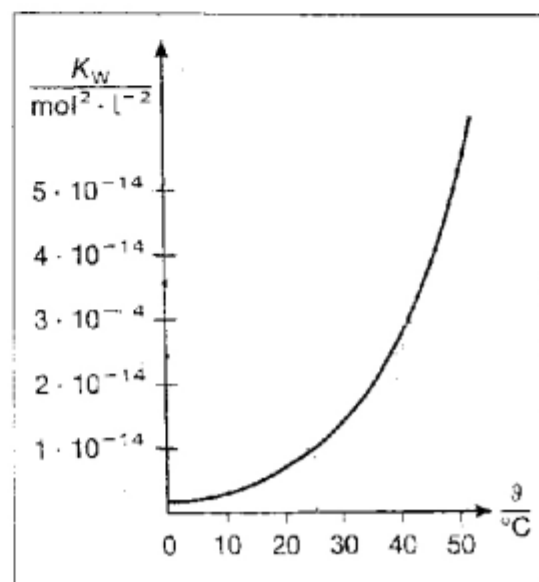
Begründe deine Antworten genau.

4) Bei 25 °C beträgt das Ionenprodukt K_w des Wassers $10^{-14}\text{ mol}^2/\text{l}^2$.

Definiere K_w und leite die Größe her.

Beschreibe den Grafen und erkläre den Kurvenverlauf.

Welchen pH -Wert hat Wasser der Temperatur $t = 40\text{ °C}$?



5) pH-Berechnungen

- a) 25 ml Salzsäure der Konzentration $c(\text{HCl}) = 2 \text{ mol / l}$ werden auf 200 ml verdünnt.

Berechne die pH-Werte vor und nach der Verdünnung.

- b) 12 g Natriumhydroxid werden in 100 ml Wasser gelöst.

Welchen pH-Wert besitzt diese Lösung ?

Wie ändert sich der pH-Wert, wenn man auf 1 l verdünnt ?

- c) Welcher pH-Wert stellt sich ein, wenn man 250 ml Natronlauge der Konzentration $c(\text{NaOH}) = 3 \text{ mol / l}$ mit 750 ml Salzsäure der Konzentration $c(\text{HCl}) = 0,2 \text{ mol / l}$ vermischt ?

- 6, Eine verdünnte Essigsäure besitzt den pH-Wert 2,6 .

Berechne die Ausgangskonzentration c_0 der Essigsäure.
Hinweis: Essigsäure ist eine schwache Säure.

Anhang

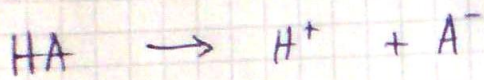
$$K_s(\text{HAc}) = 1,75 \cdot 10^{-5} \text{ mol / l}$$

$$pK_s(\text{Hydrogencarbonat}) = 10,1$$

$$pK_s(\text{Hydrogensulfat}) = 1,8$$

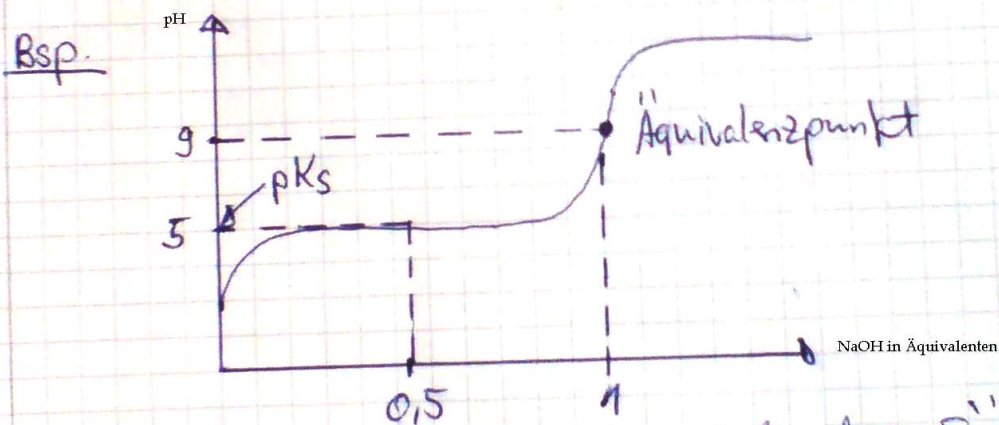
2.) Verfahren: Halbäquivalenzmethode

- Methode, bei der mittels pH-Messung der pKs-Wert ermittelt werden kann.



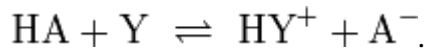
Bei Zugabe der Hälfte der äquivalenten Titellosung (Halbtit) ist die Hälfte der ursprünglichen Säure HA in A^- umgesetzt und es gilt:

$$\left[c(\text{A}^-) = c(\text{HA}) \text{ sowie } \text{pKs} = \text{pH} \right]$$



Bestimmung des pKs-Wertes einer schwachen Säure durch Titration mit NaOH.

3.)



- K_s ist die [Gleichgewichtskonstante](#) dieser Reaktion und damit ein Maß für die Stärke einer [Säure](#). Je stärker die Säure, desto mehr ist die Reaktion auf die rechte Seite verschoben. Die Gleichgewichtskonstante wird meist als ihr negativer dekadischer Logarithmus, dem $\text{p}K_s$ -Wert angegeben (auch $\text{p}K_a$, vom engl. *acid* = Säure). Hierbei bedeutet: je kleiner der $\text{p}K_s$ -Wert, desto stärker ist die Säure.
- Der **Dissoziationsgrad** α (auch Protolysegrad) gibt das Verhältnis der durch Dissoziation gelösten Säure- bzw. Base-Teilchen zur Gesamtkonzentration der Säure-/Base-Teilchen der Lösung an. Er lässt sich zum Beispiel aus der Erniedrigung des Gefrierpunktes der Lösung gegenüber dem Lösungsmittel experimentell bestimmen.
- Der **pH-Wert** ist ein Maß für die Stärke der sauren bzw. basischen Wirkung einer wässrigen Lösung. Als logarithmische Größe ist er durch den mit -1 multiplizierten dekadischen [Logarithmus](#) (= „Zehnerlogarithmus“) der [Oxoniumionenkonzentration](#) (genauer: der [Oxoniumionenaktivität](#)) definiert. Der Begriff leitet sich von **pondus Hydrogenii** oder **potentia Hydrogenii** (lat. pondus, n. = Gewicht; potentia, f. = Kraft; hydrogenium, n. = Wasserstoff) ab.

Geeignet: $\text{p}K_s$ -Wert (nicht konzentrationsabhängig)

Ungeeignet: pH-Wert und Protolysegrad (konzentrationsabhängig),

da
$$K_s = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$
 gilt,

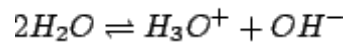
folgt:
$$K_s = \frac{\alpha c_0 \alpha c_0}{(1-\alpha)c_0}$$

Ergo:
$$\frac{(1-\alpha)K_s}{\alpha^2} = c_0$$

4.) Autoprotolyse des Wassers

In reinem Wasser ohne Säure oder Basezugabe findet eine Autoprotolyse statt. Das heißt, daß in reinem

Wasser schon H_3O^+ -Kationen und OH^- -Anionen existieren:



Allerdings liegt dabei das Gleichgewicht stark auf der Eduktseite.

Wir können die Gleichgewichtsgleichung des MWG aufstellen:

$$K_c = 10^{-17,5} = \frac{c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)}{c(H_2O)^2}$$

Berechnen wir zunächst die Konzentration des Wassers. Wasser hat eine molare Masse von $18 \frac{g}{mol}$. Ein Liter Wasser sind exakt 1kg. Somit gilt

$$c(H_2O)^2 = \frac{1000 \frac{g}{l}}{18 \frac{g}{mol}} = (55,5 \frac{mol}{l})^2$$

Wir können diesen Wert auf die linke Seite der obigen Gleichung bringen und erhalten

$$K_W = \frac{K_S}{(55,5 \frac{mol}{l})^2} = 10^{-14} \frac{mol}{l}$$

$$K_W = c(H_3O^+) \cdot c(OH^-)$$

Da die Konzentration der Kationen gleich der Konzentration der Anionen sein muß, können wir folgendes sagen

$$10^{-14} \frac{mol}{l} = 2 \cdot c(H_3O^+) \Leftrightarrow c(H_3O^+) = 10^{-7} \frac{mol}{l}$$

Beschreibung des Graphen:

Mit steigender Temperatur nimmt K_W exponentiell zu \rightarrow das Gleichgewicht verschiebt sich „ein wenig“ auf die Seite der Ionen.

Berechnung:

$$K_W = 3 \cdot 10^{-14} \text{ (s.Graph)}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} = -\log(c(H_3O^+)) &\leftarrow c(H_3O^+) = \sqrt{3 \cdot 10^{-14}} = 1,73 \cdot 10^{-7} \\ &= 6,762 \end{aligned}$$

5.)

a.) $\text{pH} = -\log(2\text{mol/L}) = -0,3$

Korrekterweise müsste man bei konzentrierten Säuren mit Aktivitäten rechnen... (kein Schulstoff)

$$0,2\text{mol/L} = n/0,025\text{L} \rightarrow n = 0,05\text{mol}$$

$$c = 0,05\text{mol}/0,2\text{L} = 0,25\text{mol/L}$$

$$\text{pH} = 0,6$$

b.) $n = m/M = 12\text{g} / 39\text{g/mol} = 0,3\text{mol}$

$$c = n/V = 0,3\text{mol}/0,1\text{L} = 3\text{mol/L}$$

$$\text{pOH} = -\log(3\text{mol/L}) = -0,47$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14,47$$

*Es sind auch pH -Werte *kleiner* 0 oder *größer* 14 möglich, nämlich in stärker konzentrierten Lösungen starker Säuren oder Basen.

$$c = 0,3\text{mol}/1\text{L} = 0,3\text{mol/L}$$

$$\text{pOH} = 0,52$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\text{pH} = 13,48$$

c.) $c = n/V$

$$n(\text{HCl}) = 0,75\text{L} * 0,2\text{mol/L} = 0,15\text{mol}$$

$$n(\text{NaOH}) = 0,25\text{L} * 3\text{mol/L} = 0,75\text{mol}$$

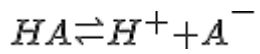
$$n(\text{NaOH}) - n(\text{HCl}) / V(\text{Lösung}) = c(\text{OH})$$

$$0,6\text{mol}/1\text{L} = 0,6\text{mol/L} = c(\text{OH})$$

$$\text{pOH} = -\log(c(\text{OH})) = 0,22$$

$$\text{pH} = 14 - 0,22 = 13,78$$

6.)



$$K_s = \frac{H^+ \cdot A^-}{HA}$$

Vernachlässigt man die Autoprotolyse von Wasser (Ansatz: alle H^+ kommen von der Säure HA), dann ist $H^+ = A^-$ und es folgt:

$$K_s = \frac{(H^+)^2}{HA}$$

$$\log K_s = \log \frac{(H^+)^2}{HA} = 2 \log H^+ - \log HA$$

oder

$$pK_s = 2pH + \log HA$$

oder

$$pH = 0.5(pK_s - \log HA)$$

$$c_0(\text{HAc}) = 2,77 \text{ mol/L}$$