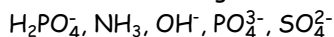


Stärke von Säuren und Basen

pH-Werte starker und schwacher SB

1. Ordnen Sie die folgenden Basen aufgrund Ihrer Stärke ein. Notieren Sie die pKb-Werte.



Base	SO_4^{2-}	H_2PO_4^-	NH_3	PO_4^{3-}	OH^-
Basenstärke nimmt zu ----->					
pKb	12.08	12.04	4.79	1.68	- 1.74

2. Überlegen Sie sich eine sehr simple Erklärung dafür, dass H_2SO_4 das erste Proton sehr leicht, das zweite Proton jedoch sehr schlecht abgibt. Anders gefragt: Warum ist H_2SO_4 eine stärkere Säure als HSO_4^- ?

Vom negativ geladenen HSO_4^- muss ein (positiv geladenes) Proton abgespalten werden. Die Ladungen ziehen sich an. Das zu überwinden ist relativ schwierig im Vergleich zu H_2SO_4 .

3. Weshalb ist O^{2-} eine stärkere Base als S^{2-} ?

Die Ladung der beiden Ionen ist mit 2- gleich. Das O^{2-} ist jedoch kleiner als das S^{2-} , da es weiter oben im PSE steht, hat somit eine grössere Coulomb'sche Anziehung auf ein H^+ -Ion und ist somit per definitionem eine stärkere Base.

4. Welcher Zusammenhang besteht zwischen dem pKs und dem pKb-Wert. Was bedeutet dieser Zusammenhang für das Arbeiten mit der Säure-Base-Tabelle?

$\text{pKs} + \text{pKb} = 14$. Es handelt sich hier um die Beschreibung eines korrespondierenden Säure-Base-Paars. Aus Gründen der Logik drängt sich auf, dass ein Teilchen, das eine starke Säure ist, eine schwache korrespondierende Base haben muss ($\text{H}_2\text{SO}_4/\text{HSO}_4^-$) und dass eine mittlere Säure auch eine mittlere korrespondierende Base haben muss (HAc/Ac^-). Sehr schwache Säuren haben wiederum eine starke korrespondierende Base ($\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$).

5. a) Die Säure-Base-Tabelle (pKs-Tabelle) hat als Bezugssystem Wasser. Jedes Molekül oder Ion erhält seinen pKs- oder pKb-Wert aufgrund der Reaktion mit Wasser und der darauf folgenden relativen Einordnung aus der sich die Tabelle ableitet.

In welchem Bereich befindet sich der pH-Wert einer NH_3 -Lösung: oberhalb von pH 7, unterhalb, eher bei 14 oder bei 0? Gehen Sie folgendermassen vor:

Notieren Sie die Reaktion von Ammoniak mit Wasser.

Errechnen Sie über den pKb-Wert den Kb-Wert.

Errechnen Sie mit dem Kb-Wert den Wert für K, der den Schluss auf die GG-Lage zulässt.

Aus der Lage des GG lässt sich die Konzentration der pH bestimmenden Teilchen abschätzen (viel oder wenig).

b) In einer wässrigen Lösung von Ammoniak ist die $c(\text{OH}^-) = 1.8 \cdot 10^{-3} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Wie gross ist die NH_3 -Konzentration?

a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ (\text{aq}) + \text{OH}^- (\text{aq})$. Für $\text{NH}_3 / \text{NH}_4^+$ ist $\text{pKs} = 9.21$. Da es sich hier um eine Basenreaktion handelt ist der $\text{pKb} = 4.79$ ausschlaggebend, somit ist $\text{Kb} = 1.622 \cdot 10^{-5}$.

Da $\text{Kb} = K \cdot c(\text{H}_2\text{O}) = K \cdot 55.56$ ist, errechnet sich $K = 2.919 \cdot 10^{-7}$. Das GG dieser Reaktion liegt sehr weit auf der linken Seite da $0 < K \ll 1$. Somit können nicht viele OH^- -Ionen vorhanden sein. Der pH Wert liegt zwar oberhalb von 7 (also basisch), aber nicht weit davon entfernt und sicher nicht bei 14.

b) Mit der sich zwingend aufdrängenden Logik, dass bei dieser Reaktion $c(\text{OH}^-) = c(\text{NH}_4^+)$ ergibt sich $1.622 \cdot 10^{-5} = (1.8 \cdot 10^{-3})^2 / c(\text{NH}_3)$ und eine $c(\text{NH}_3) = 0.2 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

$$\text{Kb} = \frac{c(\text{NH}_4^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c(\text{NH}_3)}$$

6. Folgende Salze werden in Wasser gelöst. Welchen pH-Wert (>7 , <7 , $=7$) würden Sie erwarten? Natriumchlorid, Natriumbromid, Ammoniumchlorid, Natriumsulfat, Natriumcarbonat, Natriumacetat.
- Es müssen immer die Ionen betrachtet werden. Natriumionen sind nicht in der SB-Tabelle zu finden und sind für SB Reaktionen uninteressant. Chlorid und Bromid stehen soweit oben in der Basenspalte (sie sind also sehr schwache Basen), dass sie dem Wasser kaum bis gar keine Protonen abnehmen können (besser: das GG der RK mit Wasser liegt links). Die Lösungen sind neutral, $\text{pH} = 7$. Achtung Ammoniumchlorid. Das Ammoniumion ist eine schwache Säure und gibt Protonen ab, also ist die Lösung (leicht) sauer, $\text{pH} < 7$. Das Acetat ist eine mittelstarke Base, das Carbonat eine starke Base. Beide erzeugen basische Lösungen, $\text{pH} > 7$. Das Sulfat ist nicht richtig eindeutig. Es ist aber eine relativ schwache Base. Der pH-Wert wird eher bei 7 als bei pH 14 liegen.
7. Berechnen Sie den pH-Wert folgender Lösung. Stellen Sie sich zuerst die Frage, ob es sich bei dem Stoff um eine Säure oder Base handelt. Als Zweites beurteilen Sie, ob es sich um eine starke oder schwache Säure handelt. Danach wählen Sie die richtige Formel. Unterscheiden Sie zwischen pH und pOH und seien Sie vorsichtig bei amphoteren Teilchen. Hierbei muss zuerst abgeschätzt werden, ob das Teilchen als Säure oder Base reagiert. Der kleinere pKs oder pKb Wert gilt.
- $0.05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ Ameisensäurelösung (HCOOH)
 - $2.87 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ Ammoniaklösung
 - $3.35 \cdot 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ Kaliumhydrogensulfidlösung
- Ameisensäure = schwache Säure, $\text{pKs} = 3.70$, $c_0(\text{HCOOH}) = 0.05 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$, $\text{pH} = 2.5$
 - Ammoniak = schwache Base, $\text{pKs} = 9.21$, $\text{pKb} = 14 - 9.21 = 4.79$, $\text{pOH} = 4.17$, $\text{pH} = 14 - 4.17 = 9.83$
 - Kaliumhydrogensulfid = KHS; relevantes Teilchen = HS^- , Ampholyt: als Säure gilt ein pKs von 12.9 und als Base ein pKb von $14 - 7.06 = 6.94$. Da $\text{pKb} < \text{pKs}$ ist HS^- eine (schwache) Base. $\text{pOH} = [6.94 - \lg(3.35 \cdot 10^{-5})]/2 = 5.71$, $\text{pH} = 8.29$.
8. Die Konzentration der Oxoniumionen einer Essigsäurelösung wurde zu $6.31 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ bestimmt. Wie ist die Anfangskonzentration c_0 der Essigsäure? Welcher Unterschied besteht zwischen dem Begriff Anfangskonzentration der Essigsäure und Konzentration der Säure?

Die Anfangskonzentration $c_0(\text{HAc})$ lässt sich mit der bekannten Formel errechnen:

$$\text{pH} = \frac{\text{pKs} - \lg c_0(\text{Säure})}{2}$$

Der pKs-Wert ist mit 4.76 gegeben. Die fehlende Größe ist der pH-Wert. Aus der gegebenen Konzentration der Oxoniumionen von $6.31 \cdot 10^{-4} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ lässt sich über $\text{pH} = -\lg c(\text{H}_3\text{O}^+) = 3.2$ berechnen. Diese pH-Wert Berechnung ist übrigens unabhängig davon, ob es sich um eine starke oder schwache Säure handelt, denn die $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ ist ja vorgegeben. Ob die Konzentration durch eine starke oder schwache Base in Lösung erzeugt wird, ist dabei unerheblich. Eingesetzt und ausgerechnet: $c_0(\text{HAc}) = 0.023 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$.

Unterschied der Begriffe: Konzentration der Säure meint die $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ im Becherglas. Die Zahl ist oben angegeben. Die Anfangskonzentration ist die Konzentration der HAc vor der Gleichgewichtseinstellung bei der Zugabe von Wasser, das heisst für dieses Beispiel, wenn 0.023 mol Essigsäure in 1 Liter Wasser gegeben werden, ist die Konzentration $0.023 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ gegeben. Die Konzentration sinkt aber durch die Gleichgewichtseinstellung mit Wasser: $\text{HAc} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ac}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Auf einer/m Flasche/Becherglas wird die Anfangskonzentration notiert.