

Aufgabe 1a)

Das Hydroxidion ist eine starke Base; der pK_B -Wert beträgt -1,74.

Berechnung der Ausgangskonzentration c_0 :

$$n = m/M = 2,5 \text{ g} / 40 \text{ g/mol} = 0,0625 \text{ mol}$$
$$c_0 = n/V = 0,0625 \text{ mol/L}$$

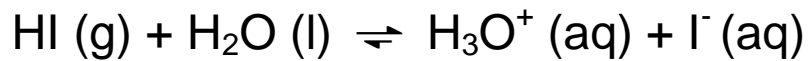
Für starke Basen gilt:

$$pOH = -\lg c_0 = 1,2$$
$$pH = 14 - pOH = 12,8$$

Aufgabe 1b)

Iodwasserstoff ist eine starke Säure; der pK_S -Wert beträgt -11.

Protolysereaktion:



Berechnung der Ausgangskonzentration c_0 :

$$c_0 = n/V = 0,4 \text{ mol} / 1\text{L} = 0,4 \text{ mol/L}$$

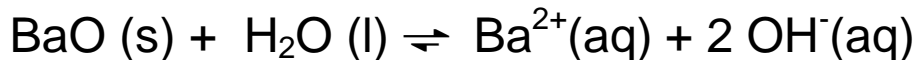
Für starke Säuren gilt:

$$\text{pH} = -\lg c_c = 0,4$$

Aufgabe 1c)

Protolysereaktion:

Bariumoxid reagiert mit Wasser zu Bariumhydroxid-Lösung.



Das Oxid-Ion ist eine starke Base, da der pK_B -Wert -10 beträgt, und somit in Wasser instabil, da es sofort mit Wasser reagiert. (Alle Basen, die einen niedrigeren pK_B -Wert als Hydroxid-Ionen haben, sind auf diese Weise im wässrigen Milieu inexistent).

Berechnung der Ausgangskonzentration c_0 :

$$n(\text{BaO}) = m/M = 3 \text{ g} / 153,34 \text{ g/mol} = 0,01956 \text{ mol}$$

$$n(\text{OH}^{-}) = 2 * n(\text{BaO}) = 0,039 \text{ mol} \text{ (da aus einem Mol Bariumoxid zwei Mol Hydroxidionen entstehen!)}$$

$$c_0 = n/V = 0,039 \text{ mol} / 1\text{L} = 0,039 \text{ mol/L}$$

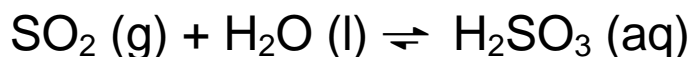
$$\text{pOH} = -\lg c_0 = 1,41$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 12,59$$

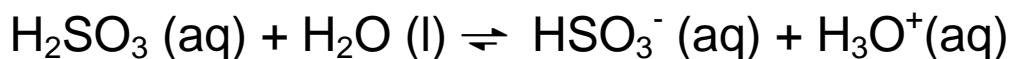
Aufgabe 1d)

Protolysereaktion:

Schwefeldioxid reagiert mit Wasser zu schwefliger Säure, einer schwachen Säure. (Alle Nichtmetalloxide reagieren mit Wasser zu Säuren, z.B. Kohlenstoffdioxid, Phosphoroxid usw.).



Die schweflige Säure geht dann folgende Protolysereaktion ein:



Berechnung der Ausgangskonzentration c_0 :

$$n(\text{SO}_2) = n(\text{H}_2\text{SO}_3) = 5 \text{ L} / 24 \text{ mol/L} = 0,2083 \text{ mol}$$
$$c_0 = n / V = 0,2083 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,2083 \text{ mol/L}$$

Die schweflige Säure ist eine mittelstarke Säure ($\text{pK}_\text{S}=1,81$).

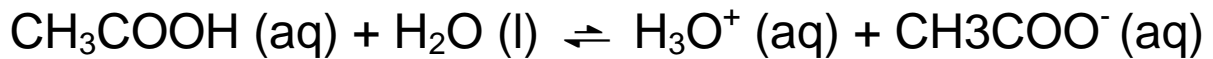
Für mittelstarke Säuren gilt:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} * (\text{pK}_\text{S} - \lg c_0) = 0,5 * (1,81 - \lg(0,2083)) = 1,25$$

Aufgabe 1e)

Essigsäure ist eine schwache Säure: $pK_s=4,75$.

Protolysereaktion:



Berechnung der Ausgangskonzentration c_0 :

$$m = \rho \cdot V = 1,044 \text{ g/mL} \cdot 3,5 \text{ mL} = 3,654 \text{ g}$$

$$n = m / M = 3,654 \text{ g} / 60 \text{ g/mol} = 0,0609 \text{ mol}$$

$$c_0 = n / V = 0,0609 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 0,0609 \text{ mol/L}$$

Für schwache Säuren gilt:

$$\text{pH} = \frac{1}{2} \cdot (\text{p}K_s - \lg c_0) = 0,5 \cdot (4,75 + 1,22) = 2,93$$

Aufgabe 2a)

Das Hydroxid-Ion ist eine starke Base; pK_B -Wert beträgt -1,74.

Für starke Basen gilt:

$$\begin{aligned} pOH &= -\lg c_0 = 2,7 \\ pH &= 14 - 2,7 = 11,3 \end{aligned}$$

Aufgabe 2b)

Verdopplung:

$$\begin{aligned} pOH &= -\lg c_0 = -\lg 0,004 \text{ mol/L} = 2,40 \\ pH &= 14 - 2,40 = 11,6 \end{aligned}$$

Hier kann man entweder so rechnen wie bei der Verdopplung. Bequemer ist die folgende Argumentation: Wenn der pOH-Wert der negative dekadische Logarithmus der Hydroxidionenkonzentration ist, dann muss sich der pOH-Wert um 1 erniedrigen, wenn sich die Konzentration der Hydroxidionen verzehnfacht! Also muss der pH-Wert dann um den Wert 1 größer werden.

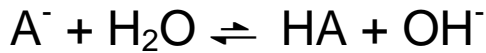
Also muss nach Umrechnung auf den pH-Wert gelten:

Verzehnfachung: $pH = 12,3$

Verhundertfachung: $pH = 13,3$

Aufgabe 3:

Protolysereaktion einer Base (allgemein):



Der Term für die Basenkonstante lautet wie folgt:

$$K_B = \frac{c(HA) \cdot c(OH^-)}{c(A^-)} = \frac{c(OH^-)^2}{c(A^-)}$$

Da bei schwachen Basen nur ein geringer Prozentsatz der Basenmoleküle dissoziiert, kann folgende Vereinfachung vorgenommen werden:

$$c_0 \approx c(A^-)$$

Nach Einsetzen und Umstellen nach der Hydroxidionenkonzentration ergibt sich:

$$c(OH^-)^2 = K_B \cdot c_0 \quad | \quad -\log$$

$$-2 \text{ pOH} = -\text{p}K_B + \lg c_0 \quad | \quad : (-2)$$

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} * (\text{p}K_B - \lg c_0)$$

Aufgabe 4a)

Die Berechnung ergibt im Vergleich mit einer gleichkonzentrierten Salzsäure ein widersinniges Ergebnis: Wenn beide Lösungen gleich stark konzentriert sind, müsste die stärkere Säure, also Salzsäure, einen geringeren pH-Wert ergeben. Das ist aber nicht der Fall.

Der Fehler steckt hier in der Gleichsetzung $c(\text{HA}) \approx c_0$, die für mittelstarke Säuren eben nur „gut“, aber nicht „sehr gut“ gilt.

Rechnet man ohne die Vereinfachung den pH-Wert der Flusssäure aus, muss man folgenden Ansatz wählen:

$$K_S = \frac{(c_{\text{H}_3\text{O}^+})^2}{c_0 - c_{\text{H}_3\text{O}^+}} \quad / \text{ pq-Formel oder TR}$$

....

$$c_{\text{H}_3\text{O}^+} = -K_S/2 + \sqrt{\frac{K_S^2}{4} + K_S * c_0}$$

Man erhält dann $c_{\text{H}_3\text{O}^+} = 9,9 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$.

Daraus ergibt sich: $\text{pH} = 4,004$

Der pH-Wert der Flusssäure ist also tatsächlich höher als der von gleichkonzentrierter Salzsäure – man muss nur genau genug rechnen und das Ergebnis mit einer unrealistisch hohen Genauigkeit angeben (pH-Meter messen i.d.R. mit zwei Nachkommastellen!).

Aufgabe 4b)

Bei sehr geringen Konzentrationen an Hydroniumionen oder Hydroxid-Ionen muss man die Konzentration der Ionen, die aus der Autoprotolyse des Wassers stammen, berücksichtigen:



Vereinfachend kann man zur Konzentration der Hydroxid-Ionen ($c = 10^{-8} \text{ mol/L}$) die Konzentration der Hydroniumionen aus der Autoprotolyse des Wassers ($c = 10^{-7} \text{ mol/L}$) addieren.

Man erhält: $c(\text{H}_3\text{O}^+) = 1,1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$

$$\text{pH} = -\lg(1,1 \cdot 10^{-7}) = 6,95$$

So ist die Welt wieder in Ordnung, da sich ein saurer pH-Wert ergibt.

(Dies ist eine Vereinfachung: Wer es genau berechnen möchte, muss beachten, dass die Zugabe der Hydroniumionen die Lage des Autoprotolysegleichgewichts verändert. Es stellen sich Konzentrationen von OH^- und H_3O^+ ein, deren Produkt immer noch den K_W -Wert ergeben muss. Dies zu berechnen, ist recht kompliziert, aber machbar!).

Aufgabe 5a)

$$K_S = \frac{c(H_3O^+)^2}{c_0 - c(H_3O^+)} = \frac{(10^{-4,2} \text{ mol/L})^2}{0,5 \text{ mol/L} - (10^{-4,2} \text{ mol/L})} = 7 * 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

$$pK_S = 8,09$$

Aufgabe 5b)

Das Natriumsalz, genauer gesagt: das Anion des Natriumsalzes der „Tiefseesäure“ stellt die korrespondierende Base zur Tiefseesäure dar.

Der pK_B -Wert dieser Base kann also ganz einfach über folgende Beziehung berechnet werden:

$$pK_B + pK_S = 14 \rightarrow pK_B = 5,91$$

Die korrespondierende Base ist also eine schwache Base. Der pH-Wert der Lösung kann daher wie folgt berechnet werden:

$$\begin{aligned} pOH &= \frac{1}{2} * (pK_B - \lg c_0) \\ &= \frac{1}{2} * (5,91 + 1) \\ &= 3,46 \end{aligned}$$

$$pH = 14 - pOH = 10,54$$