

Chemie – Säure-Base-Konzepte (Brønsted) und pH-Wert

Theorie-Fragen

1. Was besagt die Säure-Base-Definition nach Brønsted?
2. Was ist ein Protonendonator und was ist ein Protonenakzeptor?
3. Erkläre den Begriff konjugiertes Säure-Base-Paar.
4. Gib ein Beispiel für ein konjugiertes Säure-Base-Paar in Wasser an.
5. Wie unterscheidet sich die Brønsted-Definition von der Arrhenius-Definition?
6. Was geschieht bei einer Protonenübertragung zwischen Säure und Base?
7. Was versteht man unter Ampholyten? Gib ein Beispiel.
8. Wie lautet das Autoprotolyse-Gleichgewicht des Wassers?
9. Wie definiert man das Ionenprodukt des Wassers K_w ?
10. Was bedeutet der pH-Wert chemisch gesehen?
11. Wie berechnet man den pH-Wert einer starken einprotonigen Säure?
12. Wie berechnet man den pH-Wert einer starken Base?
13. Wie verhält sich der pH-Wert, wenn die Wasserstoffionenkonzentration um das Zehnfache zunimmt?
14. Welchen pH-Wert hat eine neutrale Lösung bei 25 °C?
15. Wie ändert sich der pH-Wert bei einer Temperaturerhöhung und warum?

Chemie – Saeure-Base-Konzepte (Bronsted) und pH-Wert

1. Bronsted-Definition

Eine Saeure ist ein Protonendonator (gibt H^+ ab), eine Base ist ein Protonenakzeptor (nimmt H^+ auf). Jede Protolyse ist eine Protonenuebertragung zwischen Saeure und Base.

2. Protonendonator / -akzeptor

- Protonendonator: Teilchen, das ein H^+ abgibt (z. B. $HA \rightarrow H^+ + A^-$).
 - Protonenakzeptor: Teilchen, das ein H^+ aufnimmt (z. B. $B + H^+ \rightarrow BH^+$).
- Beide treten immer paarweise bei einer Protolyse auf.

3. Konjugiertes Saeure-Base-Paar

Zwei Teilchen, die sich nur durch ein Proton unterscheiden.

Wenn die Saeure HA ein Proton abgibt, entsteht ihre konjugierte Base A^- .

Beispiele: H_2O / OH^- , NH_4^+ / NH_3 , H_2CO_3 / HCO_3^- .

4. Beispiel in Wasser

Essigsaeure / Acetat: $CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$.

Wasser / Hydroxid: $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$.

Ammonium / Ammoniak: $NH_4^+ \rightleftharpoons H^+ + NH_3$.

5. Bronsted vs. Arrhenius

Arrhenius: gilt nur fuer waessrige Systeme, Saeuren erhoehen $[H^+]$, Basen erhoehen $[OH^-]$.

Bronsted: allgemeiner, Saeuren geben Protonen ab, Basen nehmen Protonen auf – auch ausserhalb von Wasser (gasfoermige und andere Systeme).

6. Protonenuebertragung

Eine Saeure spendet H^+ an eine Base; es entstehen die konjugierten Partner.

Allgemein: $HA + B \rightleftharpoons A^- + BH^+$.

Die Lage des Gleichgewichts haengt von den relativen Saeure- und Basestaerken ab.

7. Ampholyte

Teilchen, die sowohl als Saeure als auch als Base reagieren koennen.

Beispiele: Wasser (H_2O), Hydrogencarbonat (HCO_3^-),

Dihydrogenphosphat ($H_2PO_4^-$), Aminosaeuren.

8. Autoprotolyse des Wassers

$2 H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$

(oft vereinfacht als $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$).

Wasser reagiert mit sich selbst zu Oxonium- und Hydroxidionen.

9. Ionenprodukt des Wassers K_w

$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-]$.

Bei 25 °C: $K_w = 1.0 \cdot 10^{-14}$, daraus $pK_w = 14.00$.

K_w steigt mit der Temperatur, pK_w sinkt.

10. Bedeutung des pH-Wertes

$pH = -\log_{10} [H_3O^+]$.

Der pH zeigt die Säurestärke einer Lösung an: kleiner pH = saurer, grosser pH = basischer.

Bei 25 °C gilt: $pH + pOH = 14$.

11. pH einer starken einprotonigen Säure

Bei vollständiger Dissoziation gilt: $[H_3O^+] \approx c(\text{Säure})$.

Dann $pH = -\log_{10} c$.

Beispiel: $c = 0.010 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 2.00$.

12. pH einer starken Base

Starke Base: $[OH^-] \approx c(\text{Base})$.

Zuerst $pOH = -\log_{10} c$, dann $pH = 14 - pOH = 14 + \log_{10} c$.

Beispiel: $c = 0.010 \text{ mol/L} \rightarrow pH = 12.00$.

13. Zehnfache Erhöhung von $[H_3O^+]$

Wenn $[H_3O^+]$ um den Faktor 10 zunimmt, sinkt der pH um 1 Einheit.

Beispiel: $pH\ 5 \rightarrow pH\ 4$.

14. Neutraler pH bei 25 °C

Bei neutraler Lösung gilt $[H_3O^+] = [OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$.

Daraus $pH = 7.00$ und $pOH = 7.00$.

Bei anderen Temperaturen verschiebt sich dieser Wert.

15. Temperaturabhängigkeit des pH

Mit steigender Temperatur wird die Autoprotolyse begünstigt, K_w steigt.

Dadurch sinkt der neutrale pH-Wert unter 7.

Bei tieferer Temperatur ist pH neutral > 7 .

Neutral bedeutet immer $pH = pOH$, auch wenn der Wert nicht 7 ist.