

2. Konzentrationen

2.1. Repetition: Der Molbegriff

Definitionen: 1 mol =

1 unit =

N_A =

Aufgaben:

1. Für eine chemische Reaktion benötigen wir je 1 mol
 - a.) Eisenoxid (Fe_2O_3)
 - b.) Wasserstoffperoxid (H_2O_2)Wie viel muss jeweils abgewogen werden?
2. Es soll ein Liter Lösung hergestellt werden, die 1 mol Glukose ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) enthält. Wie geht man vor?
3. Wie viele Teilchen sind in einer „leeren“ PET-Flasche von 1.5 Litern Volumen enthalten?

Zusatzaufgabe für die Schnellen:

4. An einem freien Tag fahren Sie mit dem Auto von Zürich nach Davos zum Skifahren. Die Distanz Zürich-Davos beträgt 149 km. Nehmen Sie an, das Auto braucht pro 100 km 7.5 l Benzin und fährt mit reinem Oktan (Dichte 0.70 kg/l).
 - a.) Wie viele kg respektive Liter CO_2 produzieren Sie dabei?
 - b.) Welches Luft-Volumen in Litern beansprucht diese Fahrt?

2.2. Wozu Konzentrationen?

Wir gehen von einer wässrigen Lösung aus. Das Lösungsmittel ist also Wasser. Darin ist ein zweiter Stoff gelöst. Das kann ein Gas, eine Flüssigkeit oder ein Feststoff sein.

Beispiele:

- Kochsalzlösung
- Mineralwasser (CO₂ gelöst in Wasser)
- Schnaps (Alkohol und Aromastoffe gelöst in Wasser)

Es spielt fast immer eine Rolle, welches Mischungsverhältnis diese Stoffe haben.

Beispiel:

- Um Spaghettis zu kochen brauchen wir immer genau das gleiche Mischungsverhältnis von Wasser und Salz. Nehmen wir mehr Wasser, so braucht es auch mehr Salz. Das **Verhältnis** muss also gleich sein.

Dieses Verhältnis nennt man **Konzentration**. Es gibt viele verschiedenen Möglichkeiten um eine Konzentration anzugeben.

Beispiel:

- „In diesem Zuckerwasser hat es **5 %** Zucker.“
- „In diesen 2 Litern Zuckerwasser hat es **10 g** Zucker.“
- „Jedes 150igste Molekül dieser Lösung ist ein Zucker-Molekül.“

Beim ersten Beispiel ist es aber noch nicht klar, was mit den 5 % gemeint ist! Sind es 5 % der Masse, 5 % des Volumens, oder 5 % der Teilchen? Das ist nicht das Selbe! Ein Zuckermolekül ist viel grösser und hat viel mehr Masse als ein Wasser-Molekül.

2.3. Die vier gebräuchlichsten Konzentrationseinheiten

2.3.1. Übersicht

- **Molarität.** Einheit: [mol/L]
Anzahl mol des gelösten Stoffes, in einem Liter der Lösung.
- **Massenkonzentration.** Einheit: [g/L]
Anzahl g des gelösten Stoffes, in einem Liter der Lösung.
- **Volumenprozent.** Einheit: [Vol.-%]
Anzahl ml des gelösten Stoffes, die in 100 ml der Lösung enthalten ist.
- **Massenprozent.** Einheit: [Massen-%]
Anzahl g des gelösten Stoffes, die in 100 g der Lösung enthalten ist.

2.3.2. Die Massenkonzentration

Hier beziehen wir uns immer auf einen Liter. Unabhängig, wie viel von der Lösung wirklich vorhanden ist.

Nochmals: Es ist mir egal ob ich dreieinhalb oder vier Liter Wasser in der Pfanne habe. Ich will nur, dass meine Spaghettis weder fade noch versalzen sind!

Beispiele:

- Wenn ich vier Liter Spaghettiwasser habe, in denen insgesamt 20 g Salz gelöst sind, so macht das pro Liter 5 g Salz. Man schreibt: **5 g/L**¹
- Hat es in einer 33 cl Mineralwasserflasche 200 mg Calcium-Ionen, so macht das **0.6 g/L**.

¹ Anmerkung: Die offizielle Abkürzung für Liter ist zwar l (ein kleines L), weil das in gedruckter Schrift aber wie eine 1 (die Zahl Eins) aussieht, ist es üblich bei Konzentrationen ein grosses L zu schreiben.

Aufgaben

- Man ist natürlich nicht gezwungen, immer einen Liter Lösung herzustellen. Wie gehen Sie vor, um nur 50 ml der obgenannten Kochsalzlösung mit 5 g/L Salz herzustellen?
- 1 Liter konzentrierte Schwefelsäure (H_2SO_4) wurde mit 20 Litern Wasser verdünnt. Wie gross ist die Massenkonzentration dieser Lösung? Schwefelsäure hat die Dichte 1.85 kg/L.

2.3.3. Die molare Konzentration

Nun ist es in der Chemie sehr oft auch nicht von Bedeutung wie viele Gramm in einer Lösung sind. Man muss wissen, wie viele Teilchen es sind!

Beispiel: Ich habe eine wässrige Lösung von Teilchen der Sorte X. Nun möchte ich eine Reaktion mit Y nach der Gleichung:



durchführen. Wenn ich für X die Konzentrationsangabe 10 g/L habe, so hilft mir das nichts. Ich kann nicht einfach 10 g Y zu einem Liter dieser Lösung geben. Y könnte ja viel schwerer oder viel leichter sein.

Wichtig ist also, wie viele Teilchen in der Lösung sind. Weil dies so eine grosse Zahl ist, brauchen wir hier wieder den Begriff **Mol**. Auch hier interessiert mich nicht, ob ich einen oder hundert Liter Lösung habe. Deshalb beziehen wir uns wieder auf einen Liter. Die Konzentrationsangabe erfolgt also in **mol/L**.

Aufgaben

Arbeiten Sie alleine. Falls nötig, dürfen Sie Ihre Unterlagen benutzen.

- Berechnen Sie die **Masse** der angegebenen Substanz, die in folgenden Lösungen enthalten ist:
 - 1 l Essigsäure, $c(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,0 \text{ mol/L}$
 - 100 ml Natronlauge, $c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ mol/L}$
 - 50 ml Schwefelsäure, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ mol/L}$
- Wie viele **mol** elementares Chlor sind in einem Liter einer Lösung der Konzentration $c(\text{Cl}_2) = 0.2 \text{ mol/L}$ enthalten?

9. Eine Salzsäure-Flasche ist mit „ $c(\text{HCl}) = 0.1 \text{ mol/L}$ “ beschriftet. Wie viele **mol** respektive **Gramm** HCl sind demnach in 50 ml der Lösung enthalten?

10. Berechnen Sie die **Molarität** einer Lösung, die pro Liter 0.8 g Sauerstoff enthält.

11. Blut enthält 0.9 **Massen-%** Kochsalz. Wie viele Gramm NaCl enthält also Ihr Blut, wenn eine Gesamtmasse von 4 Kilogramm angenommen wird?

12. Sie haben 250 ml Salzsäure der Konzentration 1 mol/L. Salzsäure ist eine wässrige Lösung von HCl, das Lösungsmittel ist also Wasser. Sie möchten nun die folgende Reaktion durchführen:



Wichtig ist nur die linke Seite der Reaktion. Die rechte können Sie vergessen. Wie viele Gramm Eisensulfid müssen Sie dazugeben, damit bei der Reaktion gerade alles verbraucht wird?

13. Welche Stoffprobe enthält mehr Teilchen: 5 g Schwefel oder 1 g Stickstoff?

14. Homöopathische Mittel werden hergestellt, indem eine ‚Urtinktur‘ wiederholt verdünnt wird. Dabei wird zum Beispiel 12 Mal im Verhältniss 1:50'000 verdünnt, dazwischen werden die Lösungen zum Mischen („dynamisieren“) auf einen Bock geschlagen. Wie viele Moleküle der Ursprungssubstanz sind im endgültigen Mittel zu erwarten?

Zusatzaufgaben für die Schnellen (kein Prüfungstoff):

15. Anstelle der molaren Konzentration benutzt man manchmal die molale Konzentration. Damit meint man die Anzahl Mol des Stoffes pro kg *Lösungsmittel*. Berechnen Sie die molale Konzentration der Schwefelsäure aus der Aufgabe 6.

16. Ein guter Wein hat einen Alkoholgehalt von etwa 15 Volumen-%. Berechnen Sie die molare Konzentration sowie die Massenkonzentration des Ethanol ($\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$). Die Dichte von Ethanol beträgt 0.79 kg/L.
Achtung: Das Resultat stimmt nur ungefähr. Sie wissen ja, dass 1 Liter Wasser plus 1 Liter Alkohol etwas weniger als 2 Liter Lösung ergeben.