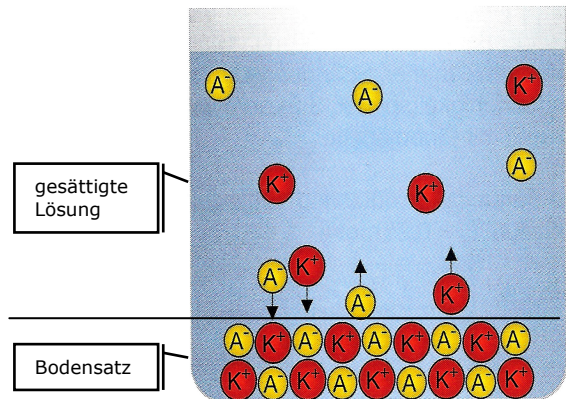
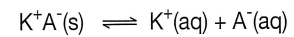


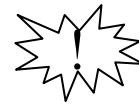
LÖSUNGSGLEICHGEWICHT

Gibt man mehr Salz in Wasser, als sich aufgrund seiner stoffspezifischen Löslichkeit lösen kann, so kommt es zur Bildung eines Bodensatzes. Die Salzkristalle des Bodensatzes stehen mit den Ionen in Lösung im Gleichgewicht. Es gehen genauso viele Ionen in Lösung wie gleichzeitig auskristallisieren. Wie für alle chemischen Gleichgewichtsreaktionen lässt sich hier das sogenannte Massenwirkungsgesetz anwenden. Das Massenwirkungsgesetz gibt nichts anderes an, als das konstante Verhältnis zwischen den Edukten und Produkten einer Reaktion, bzw. eines Prozesses. Das konstante Verhältnis (Massenwirkungskonstante „K“ des entsprechenden Prozesses) entspricht einer Bruchzahl (einem Quotient), die aber ausgerechnet als Dezimalzahl oder in Potenzschreibweise angegeben wird.



Allgemein: Prozess: Salz (fest) \rightleftharpoons Salzkation⁺_(aq) + Salzanion⁻_(aq)

$$\text{MWG} = \text{Verhältnis: } K = \frac{[\text{Produkt 1}] * [\text{Produkt 2}]}{[\text{Edukt}]}$$



Beispiele:

- o Beim Gleichgewichtszustand eines gut löslichen Salzes liegen beispielsweise doppelt so viele Ionen im Kristallgitter vor als in Lösung.

$$\text{Verhältnis: } K = \frac{2}{1} = 2 = \frac{[\text{Kation}] * [\text{Anion}]}{[\text{KationAnion}]}$$

- o Beim Gleichgewichtszustand eines schwer löslichen Salzes liegen beispielsweise 1000000mal so viele Ionen im Kristallgitter vor als in Lösung.

$$\text{Verhältnis: } K = \frac{1}{1000000} = 10^{-7} = \frac{[\text{Kation}] * [\text{Anion}]}{[\text{KationAnion}]}$$

Regel: Bei leicht löslichen Salzen, wie z.B. NaCl, nimmt K einen großen Wert an. Bei schwer löslichen Salzen, wie z.B. AgCl, ist K ein sehr kleiner Wert kleiner 1.

LÖSLICHKEITSPRODUKT

Da das stoffspezifische Verhältnis eines Salzes konstant ist, hat man sich auf eine vereinfachte Schreibweise geeinigt. Dazu multiplizierte man die Konzentration des Edukts auf die Seite von K. Nun kann man die Massenwirkungskonstante „K“ nicht mehr K nennen; man nennt ihn nun K_L (Löslichkeitsprodukt).

$$\text{Verhältnis: } K * [\text{KationAnion}] = \boxed{K_L = [\text{Kation}] * [\text{Anion}]}$$

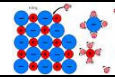


Ob nun K oder K_L , es ändert nichts daran, dass bei gut löslichen Salzen der Wert groß ist und bei schwer löslichen Salzes der Wert sehr klein ist (z.B. kleiner 1/100000 oder 10^{-5}).

K_L gibt an, wie viele Kationen und Anionen eines Salzes in einer gesättigten Lösung vorliegen können. Die Konzentration an gelösten Ionen bleibt nun gleich, sie ist gesättigt. In einer gesättigten Salzlösung verbleiben immer nur so viele Kationen und Anionen, dass das Produkt ihrer Konzentration dem Löslichkeitsprodukt K_L entspricht.

Da verschiedene Salze aus mehreren Ionen zusammengesetzt sein können, gibt es keine feste Einheit. Die Einheit kann mol^2/l^2 sein (Beispiel NaCl), aber auch mol^3/l^3 (Beispiel Na_2CO_3 : $K_L = [\text{Na}^+]^2 * [\text{CO}_3^{2-}]$), mol^4/l^4 (Beispiel AlCl_3 : $K_L = [\text{Al}^{3+}] * [\text{Cl}^-]^3$), etc....

In der chemischen Analytik macht man sich die unterschiedlichen Löslichkeitsprodukte der Salze zu Nutze, denn in Lösung liegen die Ionen verschiedener Salze unabhängig voneinander vor. Sie haben alle ihr stoffspezifisches Löslichkeitsprodukt und unabhängig voneinander aus.



ARBEITSAUFTRÄGE

1. Ordnen Sie die im Folgenden aufgeführten Salze gemäß ihrer Löslichkeit! Füllen Sie dazu die Tabelle aus und stellen Sie die Salze ihren Löslichkeitsprodukten gegenüber. Beginnen Sie mit dem am besten löslichen Salz.



Das Löslichkeitsprodukt für NaCl müssen Sie sich errechnen. Die Löslichkeit ist mit 36g pro Liter Wasser angegeben. Berechnen Sie die maximal lösliche Konzentration in Mol/Liter und ...

Salz (Formel)	Löslichkeitsprodukt mit Einheit

2. I. Führen Sie folgendes Experiment durch und notieren Sie nur die Beobachtung, wann es zu einer oder zu keiner Niederschlagsbildung kommt.

- i. a. *Herstellen einer gesättigten CaSO₄-Lösung ohne Bodensatz.*
 - Geben Sie eine Spatelspitze CaSO₄ in ein Reagenzglas.
 - Füllen Sie das Reagenzglas zu zwei Dritteln mit destilliertem Wasser.
 - Schütteln Sie das Gemisch nach Verschließen mit einem Stopfen.
 - Filtrieren Sie das ungelöste Salz ab.
 b. *Nachweis der Sulfat-Ionen mit BaCl₂.*
 - Tropfen Sie langsam BaCl₂-Lösung hinzu, bis eine sichtbare Veränderung eintritt.
 (BaCl₂ ist ungesund, wenn man es isst. Bei Kontakt, einfach Hände waschen.)
- ii. a. *Herstellen einer gesättigten BaSO₄-Lösung ohne Bodensatz.*
 - Geben Sie eine Spatelspitze BaSO₄ in ein Reagenzglas.
 - Füllen Sie das Reagenzglas zu zwei Dritteln mit destilliertem Wasser.
 - Schütteln Sie das Gemisch nach Verschließen mit einem Stopfen.
 - Filtrieren Sie das ungelöste Salz ab.
 b. *Nachweis der Sulfat-Ionen mit CaCl₂.*
 - Tropfen Sie langsam CaCl₂-Lösung hinzu, bis eine sichtbare Veränderung eintritt.
 (CaCl₂ ist ungesund, wenn man es isst. Bei Kontakt, einfach Hände waschen.)

II. Erklären Sie die Beobachtungen unter Verwendung einer Tabelle, in welcher die Löslichkeitsprodukte der entsprechenden Salze aufgeführt sind!

3. Ergänzen Sie den Lückentext unter Zuhilfenahme Ihrer Tabelle!

Man kann die Schwerlöslichkeit einiger Salze zum qualitativen Nachweis von Ionen ausnutzen. Für qualitative Nachweise von Anionen eignet sich die Zugabe derjenigen Kationen, die mit den nachzuweisenden Anionen _____ bilden. Dabei ist es günstig, wenn durch _____ Zugabe einer Lösung _____ Niederschlag bildet. Somit kann man Chlorid-Anionen mit _____, Sulfat-Anionen mit _____ und Carbonat-Anionen mit _____ nachweisen.