

GLEICHGEWICHTSREAKTIONEN

- Lies den Text → *Zusammenfassung* „Kapitel 5“
Punkt A) 1) „Definition Gleichgewichtsreaktionen“ und
Punkt A) 2) „Das Massenwirkungsgesetz“ genau durch.

Als Simulation einer GGW-Reaktion kann man sich zwei Gefäße mit Bällen (Molekülen) vorstellen: aus einem Gefäß A werden pro Minute 10% der Bälle in das Gefäß B gegeben; aus dem Gefäß B werden pro Minute 20% der Bälle in Gefäß A gegeben.

Man kann das als einfache chemische Reaktion $A \rightleftharpoons B$ sehen.

- Erstelle zwei Wertetabellen* und zwei Diagramme bis zum Gleichgewichtszustand:

Anzahl der Moleküle A bzw B pro Gefäß gegen die Zeit

- wenn zu Beginn 200 Bälle im Gefäß A und 0 im Gefäß B liegen
- wenn zu Beginn 20 Bälle im Gefäß A liegen und 180 im Gefäß B

- Wie groß ist K für diese Reaktion?
- Lösungsblatt in die Mappe einheften.

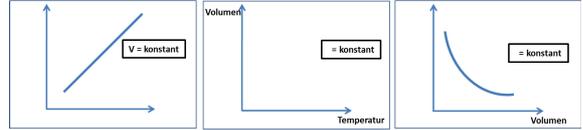
*

Zeit[min]	0	1	2	3	...
Teilchen A	200	180	166	156	...
10% von A	20	18	17	16	...
Teilchen B	0	20	34	44	...
20% von B	0	4	7	9	...

DIE IDEALE GASGLEICHUNG

- Lies die Information zum Thema Gasgleichung durch:
→ *Zusammenfassung*: „Kapitel 5“ Punkt B) „Die ideale Gasgleichung“

- Übertrage auf dein Blatt, vervollständige und ordne die folgenden Diagramme den Gesetzen von a) Gay-Lussac, b) Boyle-Mariotte und c) Amontons zu. (n ist immer konstant)



- Schätze ab, um wie viel mehr Moleküle sich in 1l flüssigem Wasser bei 4°C gegenüber 1l gasförmigem Wasser bei 150° befinden?

*2 *20 *200 *2000 oder *20000

- Berechne die Stoffmenge (mol) Wassermoleküle in
 - in einem Liter flüssigem Wasser bei 4°C (Dichte $\rho = 1,00 \text{ g/ml}$)*
 - in einem Liter gasförmigem Wasser bei 150 °C ($p = 10^5 \text{ Pa}$)
(Hinweis: 0°C = 273,15K)

- Lösungsblatt mit *nachvollziehbarer* Rechnung in die Mappe einheften.

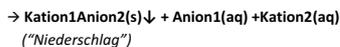
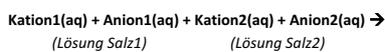
*Hinweis: $n = m/M$ (Stoffmenge = Masse / molare Masse)

FÄLLUNGSREAKTIONEN

Unter einer Fällungsreaktion versteht man die Bildung eines Festkörpers aus einer Lösung heraus. D.h. die zuvor klare Lösung wird trüb.

Eine *Fällungsreaktion* tritt z.B. auf,

- wenn zwei Lösungen leicht löslicher Salze gemischt werden und das Kation des einen Salzes mit dem Anion des zweiten Salzes ein schwerlösliches Salz bilden:



- An deinem Arbeitsplatz befinden sich 6 RGG, ein RGG-Ständer und folgende Lösungen leicht löslicher Salze: Kupfersulfat CuSO_4 , Bariumchlorid BaCl_2 , Natriumsulfat Na_2SO_4 und Eisen(III)chlorid FeCl_3 . Eine Kombination aus den genannten Kationen (Cu^{2+} , Ba^{2+} , Na^+ , Fe^{3+}) und Anionen (SO_4^{2-} , Cl^-) bildet ein schwerlösliches Salz.

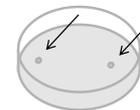
Bestimme experimentell das schwerlösliche Salz.
(*sparsamer Umgang mit Chemikalien: max. 1 ml Lösung [≈ 1cm im RGG] für die Mischungen verwenden!*)

- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung in die Mappe einheften.

KOMPLEXBILDUNGEN

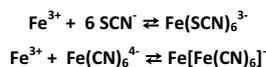
- Lies die Information zum Thema Komplexbildung durch
→ *Zusammenfassung*: „Kapitel 5“ Punkt A) 4) „Beispiel für Gleichgewichtsreaktionen: Die Komplexbildung“.

- An deinem Arbeitsplatz befinden sich 2 Petrischalen, Spatel und folgende Feststoffe: $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, NH_4SCN und $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Fülle die Petrischalen ca. 2 mm hoch mit Leitungswasser. Gib je eine Spatelspitze (sauberer Spatel!!!) Festkörper an die markierten Positionen und beobachte die Petrischale: In eine Schale $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ und NH_4SCN ; in die zweite Schale $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ und $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. (Schalen ruhig stehen lassen)



- Welche physikalischen und chemischen Vorgänge laufen in diesem Versuch ab der Zugabe der Festkörper ab?

Die zugehörigen Gleichungen sind:



- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung und Skizze in die Mappe einheften.

WOVON HÄNGT DIE REAKTIONSGESCHWINDIGKEIT AB?

Wenn man Salzsäure (HCl) zu einer Natriumthiosulfatlösung (Na₂S₂O₃) gibt, entsteht elementarer Schwefel als Trübung.

Eine einfache Methode das „Ende“ einer Reaktion mit Festkörperbildung („Fällung“) festzustellen ist folgende: Man stellt das Reaktionsgefäß auf ein beschriftetes Papier, gibt die Reaktionslösungen hinein, und misst die Zeit, bis die Schrift durch die Reaktionslösung betrachtet nicht mehr lesbar ist.

An deinem Arbeitsplatz befinden sich eine 3 molare Salzsäure und drei Thiosulfatlösungen mit den Konzentration 80 g/l, 60 g/l und 40 g/l; drei 50 ml Bechergläser, zwei 25 ml Messzylinder.

- Entwickle mit den gegebenen Materialien Versuche zur Überprüfung der Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration.

Hinweis: Verwende von den Flüssigkeiten pro Versuch max. 20 ml.

- Stelle eine Vermutung auf, wie die Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration abhängt und begründe kurz a) deinem Nachbarn b) deinem Lehrer deine Vermutungen.

Vorsicht! Salzsäure ist ätzend! Schutzbrille tragen! Etikett beachten!

- Führe den Versuch durch, erstelle eine Wertetabelle sowie ein Diagramm und interpretiere die Ergebnisse.

Gib die Reaktionslösungen nach dem Versuch sofort in das dafür vorgesehene Gefäß im Abzug!

- Lösungsblatt mit Versuchsbeschreibung und Skizze in die Mappe einheften.

DIE STRUKTUR VON MOLEKÜLEN

- Lies die Information zum Thema VSEPR durch →Zusammenfassung: „Kapitel 5“ Punkt C „Das VSEPR-Modell“

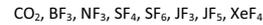
- Ergänze untenstehende Tabelle mit folgenden Strukturen:



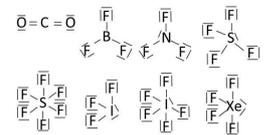
Freie Elektronen-paare und Bindungen	Bindungen ohne freie Elektronenpaare				
	2	3	4	5	6
3	gewinkelt (120°) AB ₂ E ₂	trigonal planar AB ₃			
4	gewinkelt (109,5) AB ₂ E ₂	trigonal pyramidal AB ₃ E ₁	tetraedrisch AB ₄		
5	linear AB ₂ E ₃	T-Form AB ₃ E ₂	verzerrt tetraedrisch AB ₄ E ₁	trigonal bipyramidal AB ₅	
6	linear AB ₂ E ₄	T-Form AB ₃ E ₃	quadratisch planar AB ₄ E ₂	quadratisch pyramidal, 2A in Grundfläche AB ₅ E ₁	octaedrisch (quadratisch bipyramidal) AB ₆

Hinweis:
Dicke Keile gehen vor die Zeichenebene, gestrichelte Keile gehen hinter die Zeichenebene.

- Welche Strukturen haben folgende Moleküle:



Hinweis: Doppelbindungen sind in diesem Modell wie Einfachbindungen zu behandeln



- Lösungsblatt und Arbeitsblatt in die Mappe einheften.

PRINZIP VON LE CHATELIER – KONZENTRATIONSÄNDERUNG

Bei diesem Versuch geht es um folgende Reaktion:



Aus einem Eisen 3+ Ion (Fe³⁺) und dem Ion „Thiocyanat“ (SCN⁻) entsteht der lösliche, rote Komplex „Hexathiocyanatoferrat(III)“ Fe(SCN)₆³⁻.

An deinem Arbeitsplatz befinden sich 2 RGG, RGG-Ständer und 3 Lösungen:

- eine rote Lösung mit Fe(SCN)₆³⁻ im Gleichgewicht
- eine gelbe Fe³⁺ Lösung (aus FeCl₃)
- eine farblose SCN⁻ Lösung (aus NH₄SCN)

- Lies die Information zum Thema Konzentrationsänderung durch →Zusammenfassung: „Kapitel 5“ Punkt A) 3) „Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts“.
- Gib in die zwei RGG ca. 1 cm hoch der Fe(SCN)₆³⁻-Lösung. Gib anschließend in ein RGG 5 Tropfen der SCN⁻ Lösung und in das zweite RGG 5 Tropfen der Fe³⁺ Lösung und beobachte genau die Reaktion.
- Wie lässt sich mit den Beobachtungen der durchgeführten Reaktionen unter Verwendung des Prinzips von Le Chatelier logisch begründen, dass in der ursprünglichen Lösung alle drei Teilchen (Fe³⁺, SCN⁻ und Fe(SCN)₆³⁻) vorhanden sind? (→Denn wenn alle drei Teilchen nebeneinander in der Lösung sind, handelt es sich um eine Gleichgewichtssystem.)
- Lösungsblatt mit Ergebnis, Versuchsbeschreibung und Skizze in die Mappe einheften.

DAS LÖSLICHKEITSPRODUKT

- Lies die Information zum Thema Löslichkeitsprodukt durch →Zusammenfassung: „Kapitel 5“ Punkt A) 5) „Beispiel für Gleichgewichtsreaktionen: Die Löslichkeit“.

Konzentration eines Ions in einer gesättigten Lösung:

Gibt man ein schwerlösliches Salz in Wasser, so löst sich eine geringe Menge dieses Salzes. Nach einer gewissen Zeit ändert sich die Konzentration der gelösten Ionen nicht mehr: Die Lösung ist „gesättigt“

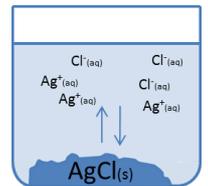
Um die Konzentration eines Ions in einer gesättigten Lösung mit Bodensatz zu berechnen, muss man das Massenwirkungsgesetz nach diesem Ion auflösen:

$K_L = [\text{Ag}^+_{\text{aq}}] \cdot [\text{Cl}^-_{\text{aq}}] = 10^{-10}$ (10⁻¹⁰ ist für AgCl eine Konstante) wenn sich AgCl auflöst, sind immer gleiche Mengen Ag⁺ und Cl⁻ gelöst!

da $[\text{Ag}^+_{\text{aq}}] = [\text{Cl}^-_{\text{aq}}]$ gilt $K_L = [\text{Ag}^+_{\text{aq}}]^2$

$[\text{Ag}^+_{\text{aq}}] = \sqrt{K} = 10^{-5} \text{ mol/l}$

Die molare Masse von Silber ist 107,87 g/mol. In einer gesättigten Silberchloridlösung sind demnach 0,001079 g/l oder 1,078 mg/l Silberionen vorhanden.



- In der österreichischen Verordnung über Abwassergrenzwerte von 1997 sind folgende Grenzwerte angegeben:

Metall	Kupfer Cu ²⁺	Cadmium Cd ²⁺	Zink Zn ²⁺	Nickel Ni ²⁺
Grenzwert in µg/l	500	100	2000	500

Von den angegebenen Metallen sind folgende Löslichkeitsprodukte gegeben:

K _L der Carbonate (CO ₃ ²⁻):	Kupfer	Cadmium	Zink	Nickel
	10 ⁻¹⁰ für CuCO ₃	10 ⁻¹² für CdCO ₃	10 ⁻¹⁰ für ZnCO ₃	10 ⁻⁷ für NiCO ₃

Ist es erlaubt eine gesättigte

a) CdCO₃-Lösung

b) NiCO₃-Lösung in das Abwasser einzuleiten?

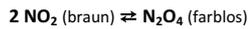
Die Rechnung muss klar nachvollziehbar sein!

(Die molare Masse von Nickel ist 58,69 g/mol, die molare Masse von Cadmium ist 112,41 g/mol)

- Lösungsblatt in die Mappe einheften.

ÄNDERUNG DER GGW-LAGE DURCH TEMPERATURÄNDERUNG

Bei diesem Versuch geht es um folgende Reaktion:



Beides sind giftige Gase, wobei NO₂ ein braunes und N₂O₄ ein farbloses Gas ist.

An deinem Arbeitsplatz befinden sich zwei kleine Ampullen mit dem gleichen Gemisch aus NO₂ und N₂O₄ und ein Messbecher mit Eiswasser.

- Lies die Information zum Thema Temperaturänderung durch
→ *Zusammenfassung*: „Kapitel 5“ Punkt 3 „Beeinflussung des chemischen Gleichgewichts“.
- Überlege dir ein Experiment, mit dem sich zeigen lässt, ob die Reaktion von NO₂ zu N₂O₄ exotherm oder endotherm ist und erkläre *kurz* a) deinem Nachbarn b) deinem Lehrer, welches Ergebnis du für eine exotherme bzw. endotherme Reaktion erwartest und wieso.*

Vorsicht! Die Gase in der Ampulle sind giftig! Achte darauf, die Ampulle nicht zu zerbrechen.

- Führe das Experiment durch.
- Lösungsblatt mit Ergebnis, Versuchsbeschreibung und Skizze in die Mappe einheften.

*Hinweis: bei einer exothermen Reaktion kann an die Energie als Reaktionsprodukt $\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + \text{E}$ betrachten, bei einer endothermen als Edukt $\text{A} + \text{E} \rightleftharpoons \text{B}$

ÜBERBLICKSWISSEN ZUM KAPITEL 4:**DIE CHEMISCHE REAKTION**

- Welche Energie wird benötigt, um 15 g Wasser um 25 K zu erhitzen?
- Wie viel g CO entstehen bei der Verbrennung von 66 g Kohlenstoff zu Kohlenmonoxid?
- Wie viel Liter CO entsteht bei Aufgabe 2?
- Stelle folgende Gleichungen richtig:

$$\begin{array}{l} \text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 \\ \text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO} \\ \text{F}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HF} + \text{O}_2 \end{array}$$
- Bei welchen Vorzeichen von ΔH und ΔS läuft eine Reaktion auf jeden Fall freiwillig ab?
- Welche Verbrennungen werden vom Autokatalysator begünstigt?
- Welche Reaktion begünstigt die Katalase?
- Wie viel g Hydratwasser enthalten 2 mol Zinksulfat-Heptahydrat (ZnSO₄·7 H₂O)?
- Lösungsblatt in die Mappe einheften.