

Hessisches Kultusministerium

HESSEN



# Landesabitur 2007

Bildungsland  
Hessen



Beispielaufgaben 2005



# Chemie

## Leistungskurs

### Beispielaufgabe A 4

**Auswahlverfahren:** Von vier Teilaufgaben (A1 – A4) müssen drei Teilaufgaben bearbeitet werden.

**Einlese- und Auswahlzeit:** 30 Minuten

**Bearbeitungszeit:** 240 Minuten

<b>Erlaubte Hilfsmittel:</b>	Beigefügtes Periodensystem der Elemente, Taschenrechner (nicht programmierbar, nicht grafikfähig), Wörterbuch zur deutschen Rechtschreibung
<b>Sonstige Hinweise:</b>	keine

## I. Thema und Aufgabenstellung

### Chemisches Gleichgewicht und Energieumsatz

#### Aufgaben

Die Gewinnung von Metallen aus den dazugehörigen Oxiden gelingt in vielen Fällen mit Hilfe von elementarem Kohlenstoff. Dabei finden zwei voneinander abhängige Reaktionen statt. Im ersten Schritt wirkt der Kohlenstoff als Reduktionsmittel, wobei Kohlenstoffdioxid zu Kohlenstoffmonoxid umgewandelt wird. Bei der Bildung des Kohlenstoffmonoxids handelt es sich um eine Gleichgewichtsreaktion, die man als BOUDOUARD-Gleichgewicht bezeichnet.

Das dabei gebildete Kohlenstoffmonoxid reduziert in einer zweiten Reaktion die vorhandenen Metalloxide. Mit Hilfe der GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung lassen sich Voraussagen über die Effektivität der Gewinnung bestimmter Metalle nach diesem Prinzip machen.

1. Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für das BOUDOUARD-Gleichgewicht. **(2 BE)**
2. Unter Standardbedingungen verläuft die Reaktion endotherm. Diskutieren Sie die Möglichkeiten, die Lage des Gleichgewichts zu beeinflussen. **(8 BE)**
3. Berechnen Sie die Freien Reaktionsenthalpien für den Reaktionsschritt, der mit Hilfe von Kohlenmonoxid zur Gewinnung von
  - a) Mangan aus Mangandioxid und
  - b) Aluminium aus Aluminiumoxidführt und diskutieren Sie die erhaltenen Werte im Hinblick auf die Möglichkeit einer Metallgewinnung nach diesem Verfahren. **(25 BE)**
4. Die GIBBS-HELMHOLTZ-Gleichung lässt auch Aussagen darüber zu, bei welcher Temperatur eine sonst endergonische Reaktion spontan ablaufen kann. Berechnen Sie die Temperatur für eine Reaktion, für die unter Standardbedingungen folgende Werte gelten:  
Reaktionsenthalpie:  $\Delta_R H^0 = +172,5 \text{ kJ/mol}$   
Reaktionsentropie:  $\Delta_R S^0 = +176,5 \text{ J/mol K}$  **(5 BE)**

**Material** $\Delta H_f^0$  [kJ/mol]      Standardbildungsenthalpie bei 25 °C (298 K) und 101,3 kPa $\Delta S^0$  [J/mol·K]      Standardentropien bei 25 °C (298 K) und 101,3 kPa

	$\Delta H_f^0$	$\Delta S^0$		$\Delta H_f^0$	$\Delta S^0$		$\Delta H_f^0$	$\Delta S^0$
<b>Aluminium</b>			<b>Kohlenstoff</b>			<b>Mangan</b>		
Al (s)	0	28	C (s, Graphit)	0	6	Mn (s)	0	32
Al (g)	326	164	C (s, Diamant)	2	2	Mn (g)	281	174
Al <sup>3+</sup> (aq)	-531	-322	C (g)	717	158	Mn <sup>2+</sup> (aq)	-221	-74
AlBr <sub>3</sub> (s)	-516	163	CB <sub>r</sub> <sub>4</sub> (s)	19	213	Mn <sup>3+</sup> (aq)	-100	
Al <sub>4</sub> C <sub>3</sub> (s)	-209	89	CB <sub>r</sub> <sub>4</sub> (g)	80	358	MnCO <sub>3</sub> (s)	-894	86
AlCl <sub>3</sub> (s)	-704	111	CCl <sub>4</sub> (l)	-135	216	MnCl <sub>2</sub> (s)	-481	118
AlF <sub>3</sub> (s)	-1504	66	CCl <sub>4</sub> (g)	-103	310	MnCl <sub>2</sub> · 4 H <sub>2</sub> O (s)	-1687	303
AlI <sub>3</sub> (s)	-315	159	CF <sub>4</sub> (g)	-925	262	Mn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> (s)	-574	
Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-1676	51	Cl <sub>4</sub> (g)		392	MnO (s)	-385	60
Al(OH) <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq)	-1490	117	C <sub>2</sub> N <sub>2</sub> (g)	309	242	Mn <sub>3</sub> O <sub>4</sub> (s)	-1388	156
Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> (s)	-3442	239	CN <sup>-</sup> (aq)	151	94	Mn <sub>2</sub> O <sub>3</sub> (s)	-959	110
			CO (g)	-111	198	MnO <sub>2</sub> (s)	-520	53
			CO <sub>2</sub> (g)	-393	214			

## Korrektur- und Bewertungshinweise - nicht für den Prüfungsteilnehmer bestimmt -

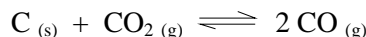
### II. Erläuterungen

#### Voraussetzungen gemäß Lehrplan:

- 13.1 Enthalpie, Entropie: Exergonische und endergonische Reaktionen  
Umkehrbare Reaktionen und chemisches Gleichgewicht

### III. Lösungshinweise

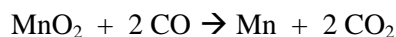
#### Aufgabe 1



#### Aufgabe 2

- Die Hinreaktion verläuft endotherm, also verbraucht sie Wärme.
- Die Hinreaktion führt zu mehr Gasteilchen, also steigt das Volumen.
- Die Rückreaktion verläuft exotherm und liefert Wärme.
- Die Rückreaktion führt zu weniger Gasteilchen, also sinkt das Volumen.
- Gemäß dem Prinzip vom Zwang von Le Chatelier bieten sich zwei Möglichkeiten, die Lage des Gleichgewichts zu beeinflussen.
- Die Hinreaktion lässt sich durch Wärmezufuhr fördern
- Die Rückreaktion lässt sich durch Wärmeentzug fördern.
- Die Hinreaktion lässt sich durch Druckerniedrigung / Volumenvergrößerung fördern.
- Die Rückreaktion lässt sich durch Druckerhöhung / Volumenverkleinerung fördern.

#### Aufgabe 3



$$\Delta_R H^0 = \sum \Delta_f H^0 (\text{Reaktionsprodukte}) - \sum \Delta_f H^0 (\text{Ausgangsstoffe})$$

$$\Delta_R H^0 = [0 \text{ kJ/mol} + 2 \cdot (-393 \text{ kJ/mol})] - [(-520 \text{ kJ/mol}) + 2 \cdot (-111 \text{ kJ/mol})]$$

$$\Delta_R H^0 = -44 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_R S^0 = \sum \Delta S^0 (\text{Reaktionsprodukte}) - \sum \Delta S^0 (\text{Ausgangsstoffe})$$

$$\Delta_R S^0 = [32 \text{ J/mol} \cdot \text{K} + 2 \cdot 214 \text{ J/mol} \cdot \text{K}] - [53 \text{ J/mol} \cdot \text{K} + 3 \cdot 198 \text{ J/mol} \cdot \text{K}]$$

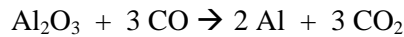
$$\Delta_R S^0 = 11 \text{ J/mol} \cdot \text{K}$$

$$\Delta_R G^0 = \Delta_R H^0 - T \cdot \Delta_R S^0$$

$$\Delta_R G^0 = -44 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot 0,011 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$$

$$\Delta_R G^0 = -47,3 \text{ kJ/mol}$$

- Es handelt sich um eine exergonische Reaktion, die spontan ablaufen kann.
- Eine effektive Gewinnung von Mangan ist so möglich.



$$\Delta_R H^0 = \sum \Delta_f H^0 (\text{Reaktionsprodukte}) - \sum \Delta_f H^0 (\text{Ausgangsstoffe})$$

$$\Delta_R H^0 = [0 \text{ kJ/mol} + 3 \cdot (-393 \text{ kJ/mol})] - [(-1676 \text{ kJ/mol}) + 3 \cdot (-111 \text{ kJ/mol})]$$

$$\Delta_R H^0 = 830 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta_R S^0 = \sum \Delta S^0 (\text{Reaktionsprodukte}) - \sum \Delta S^0 (\text{Ausgangsstoffe})$$

$$\Delta_R S^0 = [2 \cdot 28 \text{ J/mol}\cdot\text{K} + 3 \cdot 214 \text{ J/mol}\cdot\text{K}] - [51 \text{ J/mol}\cdot\text{K} + 3 \cdot 198 \text{ J/mol}\cdot\text{K}]$$

$$\Delta_R S^0 = 53 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

$$\Delta_R G^0 = \Delta_R H^0 - T \cdot \Delta_R S^0$$

$$\Delta_R G^0 = 830 \text{ kJ/mol} - 298 \text{ K} \cdot 0,053 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$$

$$\Delta_R G^0 = 814,2 \text{ kJ/mol}$$

- Es handelt sich um eine endergonische Reaktion, die nicht spontan ablaufen kann.
- Endotherme Reaktionen können nur dann ablaufen, wenn die Entropiezunahme und die Temperatur hoch genug sind. Dies ist hier nicht der Fall.
- Eine effektive Gewinnung von Aluminium ist so nicht möglich.

#### Aufgabe 4

$$\Delta_R G^0 = \Delta_R H^0 - T \cdot \Delta_R S^0$$

Für  $\Delta_R G^0$  wird der Wert 0 gewählt. Die Reaktion wäre dann weder endergonisch noch exergonisch. Oberhalb einer zu errechnenden Grenztemperatur liefе sie ab, darunter nicht.

$$0 = \Delta_R H^0 - T \cdot \Delta_R S^0$$

$$-T \cdot \Delta_R S^0 = \Delta_R H^0$$

$$T = \Delta_R H^0 / \Delta_R S^0$$

$$T = 172,5 \text{ kJ/mol} / 0,1765 \text{ kJ/mol}$$

$$T = 977,3 \text{ K}$$

Die Reaktion kann oberhalb von 977,3 K spontan ablaufen.

#### IV. Bewertung und Beurteilung

Teilaufgabe	BWE nach Anforderungsbereichen		
	I	II	III
1	02		
2	08		
3		10 + 10	05
4			05
	<b><math>\Sigma 10</math></b>	<b><math>\Sigma 20</math></b>	<b><math>\Sigma 10</math></b>
	25%	50%	25%