Klausur Chemie 11: Bindung, Energetik und Gleichgewicht

Chemie · Klasse 11 · mittel · Lösungen

vitus-tutoring.de

Name: _____ Datum: _____

kostenlos, mit Lösungen

Klausur, 90 Minuten, 40 Punkte. Ansätze angeben, Einheiten mitschreiben.

1 Bestimme Bindung und Struktur (12 Punkte)

Elektronegativität (EN): Na 0,9; H 2,1; C 2,5; S 2,5; Cl 3,0; O 3,5. EN-Differenz über 1,7: Ionenbindung, darunter Elektronenpaarbindung. Für die Polarität eines Moleküls zählt auch seine Form.

a) Bestimme die Bindungsart in Natriumchlorid (NaCl), Wasser (H2O), Kupfer (Cu) und Kohlenstoffdioxid (CO2).

NaCl: Ionenbindung, EN-Differenz 3,0 - 0,9 = 2,1 (Metall und Nichtmetall)

H2O: polare Elektronenpaarbindung, EN-Differenz 3,5 - 2,1 = 1,4

Cu: Metallbindung, Metall-Ionen mit frei beweglichen Elektronen (Elektronengas)

CO2: polare Elektronenpaarbindungen (EN-Differenz 1,0), das Molekül ist aber unpolar

b) Warum ist das CO2-Molekül unpolar, obwohl seine Bindungen polar sind?

Jede C=O-Bindung ist polar, weil Sauerstoff die Elektronen stärker anzieht als Kohlenstoff. Das Molekül ist aber linear gebaut (O=C=O), die beiden Bindungsdipole zeigen genau in entgegengesetzte Richtungen. Sie heben sich auf, die Schwerpunkte der positiven und der negativen Teilladungen fallen im C-Atom zusammen, und das Molekül ist kein Dipol.

c) Welche zwischenmolekulare Kraft wirkt vor allem zwischen Wasser-Molekülen? Beschreibe sie.

Vor allem Wasserstoffbrücken: Das positiv polarisierte H-Atom eines Wasser-Moleküls wird vom freien Elektronenpaar am O-Atom eines Nachbar-Moleküls angezogen. Daneben wirken schwächere Van-der-Waals-Kräfte.

d) Warum siedet Wasser (100 °C) viel höher als Schwefelwasserstoff H2S (-60 °C)?

Zwischen Wasser-Molekülen wirken starke Wasserstoffbrücken, weil Sauerstoff sehr elektronegativ und die O-H-Bindung stark polar ist. Schwefel ist kaum elektronegativer als Wasserstoff, zwischen H2S-Molekülen wirken nur schwache Van-der-Waals- und Dipolkräfte. Beim Sieden müssen die Brücken gelöst werden, das kostet viel Energie, obwohl H2S-Moleküle sogar schwerer sind.

2 Berechne und erkläre Energieumsätze (14 Punkte)

Wärme aus der Stoffmenge: $Q = n \cdot |\Delta H|$. Aus Bindungsenergien: ΔH = Energie zum Spalten - Energie beim Bilden. Erwärmen: $Q = m \cdot c \cdot \Delta T$ mit c(Wasser) = 4,2 kJ/(kg · K).

a) Die Verbrennung von Methan hat ΔH = -890 kJ/mol. Ist sie exotherm oder endotherm? Begründe.

Exotherm. Das Minuszeichen bei ΔH bedeutet, dass die Produkte energieärmer sind als die Ausgangsstoffe. Die Differenz wird als Wärme an die Umgebung abgegeben.

Klausur Chemie 11: Bindung, Energetik und Gleichgewicht (Fortsetzung)

Chemie · Klasse 11 · mittel · Lösungen

vitus-tutoring.de

Name: _____ Datum: _____

kostenlos, mit Lösungen

b) Wie viel Wärme wird frei, wenn 0,5 mol Methan verbrennen?

$Q = n \cdot |\Delta H|$

$Q = 0{,}5\ mol \cdot 890\ kJ/mol$

$Q = 445\ kJ$

Bei der Verbrennung von 0,5 mol Methan werden 445 kJ Wärme frei.

c) Zum Spalten aller Bindungen der Ausgangsstoffe braucht man 2600 kJ. Beim Bilden der Bindungen der Produkte werden 3100 kJ frei. Berechne ΔH.

ΔH = Energie zum Spalten - Energie beim Bilden

$\Delta H = 2600\ kJ - 3100\ kJ$

$\Delta H = -500\ kJ$

Beim Bilden wird mehr Energie frei als beim Spalten gebraucht, die Reaktion ist exotherm.

d) Wie viel Wärme braucht man, um 0,4 kg Wasser um 30 K zu erwärmen?

$Q = m \cdot c \cdot \Delta T$

$Q = 0{,}4\ kg \cdot 4{,}2\ kJ/(kg \cdot K) \cdot 30\ K$

$Q = 50{,}4\ kJ$

Man braucht 50,4 kJ Wärme.

e) Was ändert ein Katalysator am Energiediagramm einer Reaktion, und was nicht?

Ein Katalysator bietet einen anderen Reaktionsweg mit niedrigerer Aktivierungsenergie an: Im Diagramm ist der Energieberg zwischen Ausgangsstoffen und Produkten niedriger. Die Energie der Ausgangsstoffe und der Produkte bleibt gleich, also auch ΔH. Weil er Hin- und Rückreaktion gleich stark beschleunigt, ändert er auch die Lage des Gleichgewichts nicht.

Klausur Chemie 11: Bindung, Energetik und Gleichgewicht (Fortsetzung)

Chemie · Klasse 11 · mittel · Lösungen

vitus-tutoring.de

Name: _____ Datum: _____

kostenlos, mit Lösungen

3 Wende das Gleichgewicht an (14 Punkte)

Le Chatelier: Ein Gleichgewicht weicht einem äußeren Zwang (Druck, Temperatur, Konzentration) aus. RGT-Regel: 10 K wärmer, etwa doppelt so schnell.

a) Stelle das Massenwirkungsgesetz für die Ammoniaksynthese N2 + 3 H2 <=> 2 NH3 auf.

$K = \frac{c(NH3)^2}{c(N2) \cdot c(H2)^3}$

Die Produkte stehen im Zähler, die Ausgangsstoffe im Nenner. Jede Konzentration bekommt ihre Zahl aus der Gleichung als Hochzahl.

b) Die Hinreaktion ist exotherm und verläuft unter Volumenabnahme. Wohin verschiebt hoher Druck das Gleichgewicht? Begründe.

Nach rechts zum Ammoniak. Links stehen 1 + 3 = 4 Gasteilchen, rechts nur 2. Das System weicht dem Druck aus, indem es mehr Ammoniak bildet, denn weniger Teilchen brauchen weniger Platz, und der Druck sinkt wieder.

c) Wohin verschiebt eine hohe Temperatur dieses Gleichgewicht? Begründe.

Nach links zu Stickstoff und Wasserstoff. Die Hinreaktion ist exotherm, die Rückreaktion also endotherm. Bei Wärmezufuhr läuft bevorzugt die Reaktion ab, die Wärme verbraucht, und es zerfällt mehr Ammoniak.

Klausur Chemie 11: Bindung, Energetik und Gleichgewicht (Fortsetzung)

Chemie · Klasse 11 · mittel · Lösungen

vitus-tutoring.de

Name: _____ Datum: _____

kostenlos, mit Lösungen

d) Warum arbeitet man beim Haber-Bosch-Verfahren trotzdem bei 450 °C?

Bei niedriger Temperatur wäre die Ausbeute an Ammoniak zwar größer, aber die Reaktion liefe viel zu langsam, selbst mit Katalysator. Bei 450 °C stellt sich das Gleichgewicht schnell genug ein, und der Katalysator arbeitet gut. 450 °C ist also ein Kompromiss zwischen Ausbeute und Geschwindigkeit.

e) Eine Reaktion dauert bei 20 °C 80 min. Wie lange dauert sie bei 40 °C?

Temperaturerhöhung: 40 °C - 20 °C = 20 K, das sind 2 Schritte zu je 10 K

Geschwindigkeit: 2 · 2 = 4-mal so schnell

Zeit: $\frac{80\ \text{min}}{4} = 20\ \text{min}$

Bei 40 °C dauert die Reaktion etwa 20 min.