

Kjemi 1 Formelark

Alle formler du trenger til eksamen — LK20

Atomstruktur

Grunnleggende

- Atom = protoner + nøytroner + elektroner
- Atomnummer:** Z = antall protoner
- Massetall:** $A = Z + N$
- Nøytroner:** $N = A - Z$
- Isotoper: Samme Z , ulik A

Elektronkonfigurasjon

- Skall: K(2), L(8), M(18), N(32)
- Orbitaler: s(2), p(6), d(10), f(14)
- Aufbau: Lavest energi først
- Hundts regel: Maksimer uparede e^-
- Pauli: Maks 2 e^- per orbital

Periodesystemet

- Perioder: Horisontale rader (1–7)
- Grupper: Vertikale kolonner (1–18)
- Hovedgrupper: 1, 2, 13–18
- Valenselektroner = gruppenr (hovedgr.)
- Atomradius: Øker ned, minker mot høyre
- Ioniseringsenergi: Motsatt trend
- Elektronegativitet: Øker mot høyre og opp

Kjemiske bindinger

Ionebinding

- Mellom metall og ikke-metall
- Elektron overføres fra metall
- Kation (+) og anion (-) tiltrekkes
- Høyt smelte-/kokepunkt
- Leder strøm i smeltet/løst tilstand

Kovalent binding

- Mellom ikke-metaller
- Elektroner deles mellom atomer
- Enkelt-/dobbel-/trippelbinding
- Polar: Ulik elektronegativitet
- Upolar: Lik elektronegativitet

Metallbinding

- Valenselektroner i felles "elektronsky"
- Leder strøm og varme, formbart

Intermolekylære krefter

- Van der Waals (London): Svakest
- Dipol-dipol: Polare molekyler
- Hydrogenbinding: H til N, O, F

Stokiometri og molregning

Mol og masse

- Stoffmengde:** $n = \frac{m}{M}$
- Masse:** $m = n \cdot M$
- $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- Antall partikler:** $N = n \cdot N_A$

Gasser

- Molarvolum ved STP: $V_m = 22,4 \text{ L/mol}$
- STP: 0°C (273 K) og 1 atm
- Ideell gasslov:** $pV = nRT$

- $R = 8,314 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$

Losninger

- Konsentrasjon:** $c = \frac{n}{V}$
- Stoffmengde:** $n = c \cdot V$
- Fortynning:** $c_1 V_1 = c_2 V_2$
- Masseprosent:** $\frac{m_{\text{stoff}}}{m_{\text{losn.}}} \cdot 100\%$

Reaksjonslikninger

- Balansering: Like mange av hvert atom
- Koeffisienter angir molforhold
- Prosentvis utbytte:** $\frac{\text{faktisk}}{\text{teoretisk}} \cdot 100\%$
- Begrensende reaktant: Går tom først

Syrer og baser

Definisjoner

- Arrhenius: Syre gir H^+ , base gir OH^-
- Bronsted-Lowry: Syre gir H^+ , base mottar
- Konjugert syre-base-par

pH og pOH

- pH:** $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$
- pOH:** $\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-]$
- Sammenheng:** $\text{pH} + \text{pOH} = 14$
- Konsentrasjon:** $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$
- $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$

Sterke og svake syrer

- Sterk syre: Fullstendig dissosiasjon
- Svak syre: Delvis dissosiasjon
- Syrekonstant:** $K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$
- pKa:** $\text{p}K_a = -\log K_a$

Bufferlosninger

- Svak syre + konjugert base
- Motstar pH-endringer
- Henderson-Hasselbalch:** $\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$

Redoksreaksjoner

Definisjoner

- Oksidasjon: Tap av elektroner (OTE)
- Reduksjon: Opptak av elektroner (RIO)
- Oksidasjonsmiddel: Blir redusert
- Reduksjonsmiddel: Blir oksidert

Oksidasjonstall

- Grunnstoff i fri tilstand: 0
- Monoatomt ion: Lik ladningen
- Hydrogen: +1 (metallhydrid: -1)
- Oksygen: -2 (peroksider: -1)
- Sum i nøytral forbindelse: 0
- Sum i ion: Lik ionets ladning

Galvanisk celle

- Anode: Oksidasjon (-pol)
- Katode: Reduksjon (+pol)
- Saltbro: Utligner ladning
- Cellespenning:** $E = E_{\text{kat}} - E_{\text{an}}$

Organisk kjemi

Hydrokarboner

- Alkaner: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ (endelse: -an)
- Alkener: C_nH_{2n} , $\text{C}=\text{C}$ (endelse: -en)
- Alkyner: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, $\text{C}\equiv\text{C}$ (endelse: -yn)

Funksjonelle grupper

- Alkohol: -OH (endelse: -ol)
- Aldehyd: -CHO (endelse: -al)
- Keton: $\text{C}=\text{O}$ (endelse: -on)
- Karbonsyre: -COOH (-syre)
- Ester: -COO- (endelse: -at)
- Amin: -NH₂ (endelse: -amin)

Isomeri

- Strukturisomerer: Samme formel, ulik struktur
- Cis-trans-isomeri: Ved dobbeltbinding

Reaksjonstyper**Forbrenning**

- Hydrokarbon + $O_2 \longrightarrow CO_2 + H_2O$
- Ufullstendig: For lite $O_2 \rightarrow CO$

Nøytraliseringsreaksjoner

- Syre + Base $\rightarrow$ Salt + Vann
- $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$

Energi**Entalpi**

- **Reaksjonsentalpi:** $\Delta H = H_{\text{prod}} - H_{\text{reak}}$
- $\Delta H < 0$: Eksoterm (avgir varme)
- $\Delta H > 0$: Endoterm (tar opp varme)
- **Hess' lov:** $\Delta H_{\text{tot}} = \sum \Delta H_{\text{del}}$

Bindingsentalpi

- Energi for å bryte 1 mol bindinger
- $\Delta H = \sum E_{\text{brutt}} - \sum E_{\text{dannet}}$

Viktige konstanter

- $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- $R = 8,314 \text{ J/(mol}\cdot\text{K)}$
- $V_m = 22,4 \text{ L/mol (STP)}$
- $K_w = 10^{-14} \text{ (25}^\circ\text{C)}$
- $F = 96485 \text{ C/mol}$

- $e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

Molare masser (g/mol)

- H: 1,01 C: 12,01 N: 14,01
- O: 16,00 S: 32,07 Cl: 35,45
- Na: 22,99 K: 39,10 Ca: 40,08
- Fe: 55,85 Cu: 63,55 Zn: 65,38

Vanlige forbindelser

- H_2O : 18,02 CO_2 : 44,01
- NaCl: 58,44 H_2SO_4 : 98,08
- NaOH: 40,00 HCl: 36,46

Enheter

- 1 atm = 101325 Pa = 760 mmHg
- 1 L = $10^{-3} \text{ m}^3 = 1 \text{ dm}^3$
- 1 M = 1 mol/L

Tips til eksamen

- Skriv opp gitt informasjon først
- Skriv balansert reaksjonslikning
- Bruk molregning som bindeledd
- Sjekk enheter underveis
- Kontroller med rimelighetssjekk
- Glem ikke begrensende reaktant
- pH = 7 nøytral kun ved 25°C