

NORGES TEKNISK-
NATURVITENSKAPELIGE UNIVERSITET
INSTITUTT FOR KJEMI

EKSAMEN I GENERELL KJEMI (KJ1000)

Mandag 15. desember 2008

Tid: 09.00-14.00

Oppgavesettet består av: Oppgavetekst (11 sider), vedlegg (3 sider) og svarark for DEL 1 (2 sider)

Hjelpebidrifter: Kalkulator

Faglig kontakt under eksamen: Professor Torbjørn Ljones: 73 59 62 26, 99 55 39 89 (mobil)

Sensur: 12. januar 2008

Les følgende nøyte før du begynner!

Eksamens består av to deler der alle spørsmål teller.

Del 1 (40%) er 30 flervalgsoppgaver. SVARENE GIR DU PÅ EGNE SVARARK!

Hvert riktig svar gir 1 poeng.

Del 2 (60%) består av 15 spørsmål der antall poeng er angitt på de enkelte oppgavene.

I vedleggene er periodesystemet, tabell over standard reduksjonspotensialer og en oversikt over diverse ligninger.

$$\text{Gasskonstanten } (R): \quad 0,0821 \frac{L \cdot atm}{mol \cdot K}, \quad 8,314 \frac{J}{mol \cdot K}$$

$$\text{Faradays konstant } (F): \quad 96500 \frac{C}{mol}$$

$$\text{Avogadros tall } (N_A): \quad 6,022 \times 10^{23} / \text{mol}$$

DEL 1

BESVAR PÅ UTLEVERTE SVARARK og ikke på oppgavearket!

1)

Bestem antall protoner, nøytroner og elektroner i det følgende:



- A) $p^+ = 36$ $n^0 = 29$ $e^- = 36$
- B) $p^+ = 29$ $n^0 = 29$ $e^- = 36$
- C) $p^+ = 36$ $n^0 = 29$ $e^- = 29$
- D) $p^+ = 29$ $n^0 = 36$ $e^- = 29$
- E) $p^+ = 65$ $n^0 = 29$ $e^- = 65$

2)

Hva er den korresponderende syra til HSO_3^- ?

- A) H_3O^+
- B) H_2O
- C) SO_3^{2-}
- D) OH^-
- E) H_2SO_3

3)

Hvilket (hvis noe) grunnstoff blir oksidert i følgende reaksjon?



- A) Mg
- B) både Mg og H
- C) O
- D) H
- E) Ingen av grunnstoffene blir oksidert

4)

Hva er elektronkonfigurasjonen for grunntilstanden av Mg^{2+} ?

- A) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
- B) $1s^2 2s^2 2p^6$
- C) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- D) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
- E) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

5)

Hver av de følgende seriene med kvantetall er tenkt å angi en orbital. Velg det settet av kvantetall som ikke har noen feil.

- A) $n= 4, l= 4, m_l = 0$
- B) $n= 3, l= 2, m_l = +3$
- C) $n= 4, l= 1, m_l = -2$
- D) $n= 3, l= 1, m_l = -2$
- E) $n= 5, l= 3, m_l = -3$

6)

Gitt en reaksjon der ΔH er positiv og ΔS er positiv. Hvilket av de følgende utsagnene er RIKTIG?

- A) Denne reaksjonen er bare spontan ved høye temperaturer
- B) Denne reaksjonen er spontan ved alle temperaturer
- C) Denne reaksjonen er ikke-spontan ved noen temperaturer
- D) Denne reaksjonen er ikke-spontan bare ved høye temperaturer
- E) Det er ikke mulig å bestemme uten ytterligere informasjon

7)

Skriv en balansert reaksjonsligning som viser reaksjonen mellom etangass og oksygengass når karbonmonoksid gass og vanndamp dannes

- A) $2 \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2(\text{g})$
- B) $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 5 \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- C) $2 \text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- D) $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g}) + 7 \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- E) $2 \text{CH}_3(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 4 \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

8)

Hvilken av de følgende basene er STERKEST? Etter basen er K_b gitt.

- A) $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{NH}$ $K_b = 8,6 \times 10^{-4}$
- B) CH_3NH_2 $K_b = 4,4 \times 10^{-4}$
- C) $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ $K_b = 4,0 \times 10^{-10}$
- D) NH_3 $K_b = 1,76 \times 10^{-5}$
- E) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ $K_b = 1,7 \times 10^{-9}$

9)

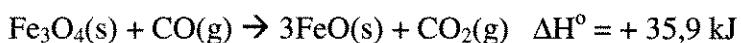
Hvilket av følgende utsagn er SANT?

- A) Hvis $Q < K$, så vil produktene reagere og danne reaktanter
- B) Hvis $Q > K$, så vil det dannes mer produkter
- C) Hvis $Q = K$, så er reaksjonen ved likevekt
- D) Alle utsagnene (A, B og C) over er riktige

E) Alle utsagnene (A, B og C) over er uriktige

10)

Gitt følgende reaksjon som er ved likevekt. Hvilken innvirkning vil det ha på likevektssystemet om temperaturen øker?



- A) Reaksjonen vil forskyves mot venstre og mere reaktanter vil dannes
- B) Likevektskonstanten vil øke
- C) Likevektskonstanten vil avta
- D) Tilsynelatende ingen innvirkning
- E) Reaksjonen vil forskyves mot høyre og mere produkter vil dannes.

11)

Hvor mange ganger halveringstiden må det til for at konsentrasjonen av reaktanten blir redusert til 25% av utgangsverdien?

- A) 1
- B) 3
- C) 1,5
- D) 2,5
- E) 2

12)

Hvilken av følgende utsagn er URIKTIG?

- A) Den midlere hastigheten av reaksjonen avtar i løpet av reaksjonen
- B) Det går ikke an å bestemme reaksjonsfarten for en reaksjon fra den balanserte reaksjonsligningen.
- C) Nulte-ordens reaksjoner er ikke avhengig av konsentrasjonen
- D) Halveringstiden for en første-ordens reaksjon er avhengig av startkonsentrasjonen til reaktanten
- E) Ingen av utsagnene er uriktige

13)

Hvilken av følgende er en molekylær forbindelse?

- A) NaCN
- B) LiOH
- C) SrI₂
- D) ZnS
- E) P₄O₁₀

14)

Hvilke av følgende grunnstoffer forekommer som molekyler i vanlig tilstand?

Neon, kalium, fluor, nitrogen og oksygen

- A) nitrogen og oksygen
- B) neon, oksygen og nitrogen
- C) neon, kalium, nitrogen og oksygen
- D) kalium, fluor og oksygen
- E) fluor, nitrogen og oksygen

15)

Hvilken av følgende forbindelser er vannløselig?

- A) PbCl_2
- B) MgCO_3
- C) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- D) BaSO_4
- E) Ingen av forbindelsene er løselig i vann

16)

Plasser de følgende grunnstoffene slik at atomradius ØKER

P Ba Cl

- A) Ba < P < Cl
- B) P < Cl < Ba
- C) Cl < P < Ba
- D) Cl < Ba < P
- E) Ba < Cl < P

17)

Bruk de periodiske trendene for å plassere de følgende bindingene i en rekkefølge der ionekarakteren ØKER

S–F Se–F O–F

- A) Se–F < S–F < O–F
- B) S–F < Se–F < O–F
- C) O–F < Se–F < S–F
- D) Se–F < O–F < S–F
- E) O–F < S–F < Se–F

18)

Hvilken av følgende reaksjoner er $K_p = K_c$?

- A) $2 \text{Na}_2\text{O}_2(\text{s}) + 2 \text{CO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{s}) + \text{O}_2(\text{g})$
- B) $\text{NiO}(\text{s}) + \text{CO}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- C) $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$
- D) $\text{SbCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{SbCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$
- E) $\text{C}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{CO}(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g})$

19)

Hvilket av de følgende utsagnene er SANT?

- A) Hovedkvantetallet (n) beskriver formen på orbitalen
- B) Bikvantetallet (asimutale kvantetallet) (l) beskriver størrelsen og energien av en orbital
- C) Det magnetiske kvantetallet (m_l) beskriver retningen av orbitalen
- D) En orbital er den veien et elektron følger når det beveger seg i atomet
- E) Alle utsagnene er sanne.

20)

Hvilken av følgende løsninger er et godt buffersystem?

- A) En løsning som består av 0,10 M NaCl og 0,10 M HCl
- B) En løsning som består av 0,10 M HCN og 0,10 M LiCN
- C) En løsning som består av 0,10 M NaOH og 0,10 M HNO₃
- D) En løsning som består av 0,10 M HNO₃ og 0,10 M KNO₃
- E) En løsning som består av 0,10 M HCN og 0,10 M NaCl

21)

Når en svak monoprotisk syre blir titrert med NaOH ved 25°C, så

- A) er pH mindre enn 7 ved ekvivalenspunktet
- B) er pH lik 7 ved ekvivalenspunktet
- C) er pH større enn 7 ved ekvivalenspunktet
- D) kreves det flere antall mol base enn syre for å nå ekvivalenspunktet
- E) kreves det flere antall mol syre enn base for å nå ekvivalenspunktet

22)

Velg det utsagnet under som er SANT

- A) $K > 1$, ΔG° er positiv
- B) $K < 1$, ΔG° er negativ
- C) $\Delta G^\circ = 0$ ved likevekt
- D) $\Delta G = 0$ ved likevekt
- E) Ingen av utsagnene over er sanne

23)

Hvilket av følgende utsagn er SANT?

- A) Entropi er ikke en tilstandsfunksjon
- B) Endoterme prosesser senker entropien til omgivelsene
- C) Endoterme prosesser er aldri spontane
- D) Eksoterme prosesser er alltid spontane
- E) Ingen av utsagnene over er sanne

24)

For hvilken av følgende prosesser er $\Delta S < 0$?

- A) vann som fryser
- B) isopropanol som kondenserer
- C) metanol (g, ved 555K) \rightarrow metanol (g, ved 400K)
- D) karbondioksid (g) \rightarrow karbondioksid (s)
- E) i alle prosessene er $\Delta S < 0$

25)

Hvilken av følgende løsninger er surest:

- A) en løsning som består av 0,0100 M HCl og 0,0100 M KOH
- B) en løsning som består av 0,0100 M HF og 0,0100 M in KBr
- C) en løsning som består av 0,0100 M NaHCO₃ and 0,0100 M in Na₂CO₃
- D) en løsning som består av 0,0100 M NaCN og 0,0100 M CaCl₂
- E) en løsning som består av 0,0100 M NaCl og 0,0100 M NaNO₃

26)

Plasser forbindelsene under slik at dipolmomentet ØKER



- A) $\text{BCl}_3 < \text{BIF}_2 = \text{BClF}_2$
- B) $\text{BIF}_2 < \text{BClF}_2 < \text{BCl}_3$
- C) $\text{BCl}_3 < \text{BIF}_2 < \text{BClF}_2$
- D) $\text{BIF}_2 < \text{BCl}_3 < \text{BClF}_2$
- E) $\text{BCl}_3 < \text{BClF}_2 < \text{BIF}_2$

27)

Tegn Lewis strukturen av C₃H₄. Hvor mange sigma og pi bindinger er det i C₃H₄?

- A) 7 sigma, 1 pi
- B) 8 sigma, 0 pi
- C) 6 sigma, 2 pi
- D) 10 sigma, 0 pi
- E) 8 sigma, 2 pi

28)

Sett forbindelsene under i en rekkefølge slik at de intermolekylære kreftene ØKER



- A) $\text{NH}_2\text{CH}_3 < \text{CO}_2 < \text{F}_2$
- B) $\text{F}_2 < \text{NH}_2\text{CH}_3 < \text{CO}_2$
- C) $\text{NH}_2\text{CH}_3 < \text{F}_2 < \text{CO}_2$
- D) $\text{F}_2 < \text{CO}_2 < \text{NH}_2\text{CH}_3$
- E) $\text{CO}_2 < \text{F}_2 < \text{NH}_2\text{CH}_3$

29)

98,6 g NaCl løses i vann slik at løsningen blir 875 mL. Tettheten av løsningen er 1,06 g/mL. Hva er masseprosenten av NaCl i løsningen?

- A) 11,3 %
- B) 12,7 %
- C) 9,4 %
- D) 10,6 %
- E) 11,9 %

30)

Hvor mye energi trengs det til å fordampe 158 g butan (C_4H_{10}) når forbindelsen er ved kokepunktet og $\Delta H_{\text{fordamp}}$ (ΔH_{vap}) er 24,3 kJ/mol?

- A) 15,1 kJ
- B) 66,1 kJ
- C) 89,4 kJ
- D) 11,2 kJ
- E) 38,4 kJ

DEL 2 BESVAR PÅ VANLIGE ARK

1) (2 p)

Under er gitt par av grunnstoffer. Skriv hva den empiriske formelen blir når disse grunnstoffene danner ioneforbindelser.

- a) magnesium og svovel
- b) aluminium og oksygen

2) (4 p)

Fullfør og balanser hver av ligningene som begge gir gass-dannelse:

- a) $\text{FeS(s)} + \text{HCl(aq)}$
- b) $\text{HNO}_3\text{(aq)} + \text{Cu(s)}$

3) (2 p)

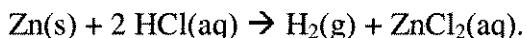
Hva er sammenhengen mellom syrekonstanten (K_a) for en svak syre og basekonstanten for den korresponderende basen (K_b)?

4) (p)

Vi har tre forskjellige gassprøver ved STP der hver er på 1g. Gassene er hydrogen, oksygen og neon. Hvilken av gassene vil ha størst volum? Forklar hvorfor.

5) (4 p)

En mynt er laget av sink med kopperbelegg. En student veier mynten og finner at den har massen 2,482g. Deretter skraper han på mynten slik at sinken kommer til syne og legger den i saltsyre, der følgende reaksjon skjer mellom saltsyra og sinken (koppenet blir ikke oppløst):



Studenten samler opp hydrogengassen over vann, og finner at volumet er 0,899L. Totaltrykket tilsvarer 791 mmHg og det er 25°C. Beregn vekt-prosentdel Zn i mynten. (Anta at all Zn er løst i saltsyra). Damptrykket av vann ved 25°C er 23,78 mmHg.

6) (2 p)

Finn den empiriske formelen for metylbutanoat (en forbindelse som gir eplesmak), når prosentvis vekt-sammensetning av grunnstoffene er:

C: 58,80 % H: 9,87 % O: 31,33 %

7) (3 p)

En gjenstand kan påføres et aluminiumsbelegg ved hjelp av elektrolyse i en aluminiumsløsning.

- a) Hva er halvreaksjonen for denne prosessen?

b) Hvor mange gram aluminium kan påføres gjenstanden når det brukes 5,80 A i 755 min (1A= 1C/s)?

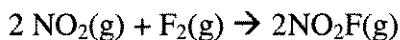
8) (3 p)

En kjemisk reaksjon er endoterm og verdien av aktiveringssenergi er dobbel så stor som for reaksjonsentalpien.

- Tegn et diagram som viser reaksjonsenergien i løpet av reaksjonen.
- Merk av reaktantenes og produktenes posisjon
- Marker aktiveringssenergien og reaksjonsentalpien.

9) (4 p)

Under er data som ble samlet for følgende reaksjon:

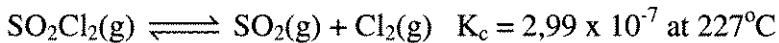


[NO ₂] (M)	[F ₂] (M)	starthastighet (M/s)
0,100	0,100	0,026
0,200	0,100	0,051
0,200	0,200	0,103
0,400	0,400	0,411

- Finn et uttrykk for hastighetsloven (hastighetsuttrykket)
- Beregn verdien av hastighetskonstanten, k. Hva er reaksjonens totalorden?

10) (2 p)

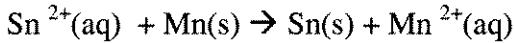
Gitt følgende reaksjon:



Hvis reaksjonen foregår i en lukket beholder og inneholder 0,175 M SO₂Cl₂ i begynnelsen, hva blir likevektskonsentrasjonen av Cl₂ ved 227°C?

11) (6 p)

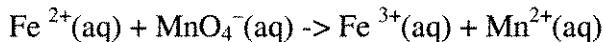
En galvanisk celle utnytter følgende redoks-reaksjon:



- Beregn cellepotensialet ved 25°C ved standardbetingelser
- Beregn cellepotensialet ved 25°C når [Sn²⁺] = 0,0100 M, [Mn²⁺] = 2,00M
- Beregn ΔG° for reaksjonen fra standard reduksjonspotensialer

12) (4 p)

Balanser følgende redoks-reaksjon når den foregår i en sur løsning:



13) (2 p)

En student lager kake og salat på kjøkkenet samtidig. Under dette arbeidspresset sører han både bakepulver og eddik på benken slik at det skjer en reaksjon.

a) Hva observerer han?

b) Skriv reaksjonsligningen for reaksjon mellom eddik (etansyre) og bakepulver.

14) (2 p)

En løsning som er mettet både med hensyn til KClO_3 og oksygengass ved 80°C , blir kjølt ned til 10°C . Hva skjer og hvordan forklarer du dette?

15) (2 p)

Gitt de to forbindelsene H_3O^+ og H_2O .

Angi hvilken av de to forbindelsene som har minst bindingsvinkel og forklar hvorfor.

SVARARKEksamensnummer: Eksamensnummer:

Merk av i rubrikken for det ønskede svaret.

1	A	B	C	D	E

11	A	B	C	D	E

2	A	B	C	D	E

12	A	B	C	D	E

3	A	B	C	D	E

13	A	B	C	D	E

4	A	B	C	D	E

14	A	B	C	D	E

5	A	B	C	D	E

15	A	B	C	D	E

6	A	B	C	D	E

16	A	B	C	D	E

7	A	B	C	D	E

17	A	B	C	D	E

8	A	B	C	D	E

18	A	B	C	D	E

9	A	B	C	D	E

19	A	B	C	D	E

10	A	B	C	D	E

20	A	B	C	D	E

21	A	B	C	D	E

22	A	B	C	D	E

23	A	B	C	D	E

24	A	B	C	D	E

25	A	B	C	D	E

26	A	B	C	D	E

27	A	B	C	D	E

28	A	B	C	D	E

29	A	B	C	D	E

30	A	B	C	D	E

Main groups		Main groups																					
	1A ^a	1		2A		2		3A		4A		5A		6A		7A		2					
	H	Li	Be	Mg	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	He			
Transition metals																							
1	1.008	2	9.012	3	24.31	4	3	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33			
2	6.941			Na	22.99	Mg	3	4B	5B	6B	7B	8	9	10	11	12	13	14	15	16			
3				K	39.10	Ca	4	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32			
4				Rb	85.47	Sc	5	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51			
5				Sr	87.62	Ti	6	39.96	47.87	50.94	52.00	54.94	55.85	58.94	58.69	63.53	65.41	69.72	71.64	74.92			
6				Cs	132.91	V	7	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52			
7				Fr	223.02	Nb	8	Y	Zr	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te			
				Ra	[226.03]	Ta	9	91.22	92.91	95.94	1981	101.07	102.91	106.42	107.87	112.41	114.82	118.71	121.76	127.60	126.90		
						W	10	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83			
						Hf	11	174.97	178.49	180.95	183.84	186.21	190.23	192.22	195.08	196.97	200.59	204.38	207.2	208.98	[208.98]	[209.99]	[220.20]
						Ta	12	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	114	116	118			
						Hs	13	262.11	[261.11]	[266.12]	[264.12]	[269.13]	[268.14]	[271]	[272]	[277]	[279]	[289]	[292]				
						Mt	14																
							15																
							16																
							17																
							18																

^aThe labels on top (1A, 2A, etc.) are common American usage. The labels below these (1, 2, etc.) are those recommended by the International Union of Pure and Applied Chemistry.

The names and symbols for elements 112 and above have not yet been decided.

Atomic masses in brackets are the masses of the longest-lived or most important isotope of radioactive elements.

TABLE 18.1 Standard Reduction Potentials at 25 °C

	Reduction Half-Reaction	E° (V)	
Stronger oxidizing agent	$\text{F}_2(g) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{F}^-(aq)$	2.87	Weaker reducing agent
	$\text{H}_2\text{O}_2(aq) + 2\text{H}^+(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l)$	1.78	
	$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{PbSO}_4(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	1.69	
	$\text{MnO}_4^-(aq) + 4\text{H}^+(aq) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_2(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	1.68	
	$\text{MnO}_4^-(aq) + 8\text{H}^+(aq) + 5\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 4\text{H}_2\text{O}(l)$	1.51	
	$\text{Au}^{3+}(aq) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Au}(s)$	1.50	
	$\text{PbO}_2(s) + 4\text{H}^+(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}^{2+}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	1.46	
	$\text{Cl}_2(g) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-(aq)$	1.36	
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(aq) + 14\text{H}^+(aq) + 6\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}(aq) + 7\text{H}_2\text{O}(l)$	1.33	
	$\text{O}_2(g) + 4\text{H}^+(aq) + 4\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l)$	1.23	
	$\text{MnO}_2(s) + 4\text{H}^+(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}^{2+}(aq) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	1.21	
	$\text{IO}_3^-(aq) + 6\text{H}^+(aq) + 5\text{e}^- \longrightarrow \frac{1}{2}\text{I}_2(aq) + 3\text{H}_2\text{O}(l)$	1.20	
	$\text{VO}_2^+(aq) + 2\text{H}^+(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{VO}^{2+}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	1.00	
	$\text{Br}_2(l) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-(aq)$	1.09	
	$\text{NO}_3^-(aq) + 4\text{H}^+(aq) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{NO}(s) + 2\text{H}_2\text{O}(l)$	0.96	
	$\text{ClO}_2(g) + \text{e}^- \longrightarrow \text{ClO}_2^-(aq)$	0.95	
	$\text{Ag}^+(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}(s)$	0.80	
	$\text{Fe}^{3+}(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}(aq)$	0.77	
	$\text{O}_2(g) + 2\text{H}^+(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}_2(aq)$	0.70	
	$\text{MnO}_4^-(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{MnO}_4^{2-}(aq)$	0.56	
	$\text{I}_2(s) + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-(aq)$	0.54	
	$\text{Cu}^+(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	0.52	
	$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}(l) + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^-(aq)$	0.40	
	$\text{Cu}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}(s)$	0.34	
	$\text{SO}_4^{2-}(aq) + 4\text{H}^+(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$	0.20	
	$\text{Cu}^{2+}(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}^+(aq)$	0.16	
	$\text{Sn}^{4+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}^{2+}(aq)$	0.15	
	$2\text{H}^+(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(s)$	0	
Weaker oxidizing agent	$\text{Fe}^{3+}(aq) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0.036	
	$\text{Pb}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}(s)$	-0.13	
	$\text{Sn}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Sn}(s)$	-0.14	
	$\text{Ni}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}(s)$	-0.23	
	$\text{Cd}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cd}(s)$	-0.40	
	$\text{Fe}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}(s)$	-0.45	
	$\text{Cr}^{3+}(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Cr}^{2+}(aq)$	-0.50	
	$\text{Zn}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}(s)$	-0.76	
	$\text{Cr}^{3+}(aq) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Cr}(s)$	-0.73	
	$2\text{H}_2\text{O}(l) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2(g) + 2\text{OH}^-(aq)$	-0.83	
	$\text{Mn}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mn}(s)$	-1.18	
	$\text{Al}^{3+}(aq) + 3\text{e}^- \longrightarrow \text{Al}(s)$	-1.66	
	$\text{Mg}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Mg}(s)$	-2.37	
	$\text{Na}^+(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}(s)$	-2.71	
	$\text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}(s)$	-2.76	
	$\text{Ba}^{2+}(aq) + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ba}(s)$	-2.90	
	$\text{K}^+(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{K}(s)$	-2.92	
	$\text{Li}^+(aq) + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}(s)$	-3.04	Stronger reducing agent

Selected Key Equations

Density (1.6)

$$d = \frac{m}{V}$$

Solution Dilution (4.4)

$$M_1 V_1 = M_2 V_2$$

Ideal Gas Law (5.4)

$$PV = nRT$$

Dalton's Law (5.6)

$$P_{\text{total}} = P_a + P_b + P_c + \dots$$

Mole Fraction (5.6)

$$\chi_a = \frac{n_a}{n_{\text{total}}}$$

Average Kinetic Energy (5.8)

$$KE_{\text{avg}} = \frac{3}{2} RT$$

Root Mean Square Velocity (5.8)

$$u_{\text{rms}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Effusion (5.9)

$$\frac{\text{rate A}}{\text{rate B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Van der Waals Equation (5.10)

$$\left[P + a \left(\frac{n}{V} \right)^2 \right] \times [V - nb] = nRT$$

Kinetic Energy (6.1)

$$KE = \frac{1}{2} mv^2$$

Internal Energy (6.2)

$$\Delta E = q + w$$

Heat Capacity (6.3)

$$q = m \times C_s \times \Delta T$$

Pressure-Volume Work (6.3)

$$w = -P \Delta V$$

Change in Enthalpy (6.5)

$$\Delta H = \Delta E + P \Delta V$$

Standard Enthalpy of Reaction (6.8)

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} = \sum n_p \Delta H_f^{\circ} (\text{products}) - \sum n_r \Delta H_f^{\circ} (\text{reactants})$$

Frequency and Wavelength (7.2)

$$\nu = \frac{c}{\lambda}$$

Energy of a Photon (7.2)

$$E = h\nu$$

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

De Broglie Relation (7.4)

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

Heisenberg's Uncertainty Principle (7.4)

$$\Delta x \times m \Delta v \geq \frac{h}{4\pi}$$

Energy of Hydrogen Atom Levels (7.5)

$$E_n = -2.18 \times 10^{-18} J \left(\frac{1}{n^2} \right) \quad (n = 1, 2, 3 \dots)$$

Coulomb's Law (9.2)

$$E = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r}$$

Dipole Moment (9.6)

$$\mu = qr$$

Clausius-Clapeyron Equation (11.5)

$$\ln P_{\text{vap}} = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{RT} + \ln \beta$$

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{-\Delta H_{\text{vap}}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Henry's Law (12.4)

$$S_{\text{gas}} = k_H P_{\text{gas}}$$

Raoult's Law (12.6)

$$P_{\text{solution}} = \chi_{\text{solvent}} P_{\text{solvent}}^{\circ}$$

Freezing Point Depression (12.7)

$$\Delta T_f = m \times K_f$$

Boiling Point Elevation Constant (12.7)

$$\Delta T_b = m \times K_b$$

Osmotic Pressure (12.7)

$$\Pi = MRT$$

The Rate Law (13.3)

$$\text{Rate} = k[A]^n \quad (\text{single reactant})$$

$$\text{Rate} = k[A]^m[B]^n \quad (\text{multiple reactants})$$

Integrated Rate Laws and Half-Life (13.4)

Order	Integrated Rate Law	Half-Life Expression
-------	---------------------	----------------------

$$0 \quad [A]_t = -kt + [A]_0 \quad t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$$

$$1 \quad \ln[A]_t = -kt + \ln[A]_0 \quad t_{1/2} = \frac{0.693}{k}$$

$$2 \quad \frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0} \quad t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$$

Arrhenius Equation (13.5)

$$k = A e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + \ln A \quad (\text{linearized form})$$

$$k = p z e^{\frac{-E_a}{RT}}$$

(collision theory)

 K_c and K_p (14.4)

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

pH Scale (15.5)

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

Henderson-Hasselbalch Equation (16.2)

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{base}]}{[\text{acid}]}$$

Entropy (17.3)

$$S = k \ln W$$

Change in the Entropy of the Surroundings (17.4)

$$\Delta S_{\text{surr}} = \frac{-\Delta H_{\text{sys}}}{T}$$

Change in Gibb's Free Energy (17.5)

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

The Change in Free Energy: Nonstandard Conditions (17.8)

$$\Delta G_{\text{rxn}} = \Delta G_{\text{rxn}}^{\circ} + RT \ln Q$$

 $\Delta G_{\text{rxn}}^{\circ}$ and K (17.9)

$$\Delta G_{\text{rxn}}^{\circ} = -RT \ln K$$

Temperature Dependence of the Equilibrium Constant (17.9)

$$\ln K = -\frac{\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ}}{R} \left(\frac{1}{T} \right) + \frac{\Delta S_{\text{rxn}}^{\circ}}{R}$$

 ΔG° and E_{cell}° (18.5)

$$\Delta G^{\circ} = -nFE_{\text{cell}}^{\circ}$$

 E_{cell}° and K (18.5)

$$E_{\text{cell}}^{\circ} = \frac{0.0592 V}{n} \log K$$

Nernst Equation (18.6)

$$E_{\text{cell}} = E_{\text{cell}}^{\circ} - \frac{0.0592 V}{n} \log Q$$

Einstein's Energy-Mass Equation (19.8)

$$E = mc^2$$