

KÉMIA

SZERVETLEN



A 2016-OS ÉRETTSÉGI KÖVETELMÉNYEINEK
MEGFELELŐ OKTATÁSI SEGÉDANYAG

A PUSKÁZÁS CSALÁSNAK
MINŐSÜL.
A PUSKÁK VIZSGÁN
TÖRTÉNŐ HASZNÁLATÁT
NEM AJÁNLJUK!

Tartalom

Az atom szerkezete	1–9
Atom. Részecske. Molekula	1–4
Atommodellek	4–6
A.) J. Thomson féle atommodell	4
B.) A Rutherford-féle vagy „bolygó” atommodell	4–5
C.) A Bohr-féle atommodell	5–6
Orbitál típusok	6–7
Az elektronszintek feltöltődése elektronokkal.	
Elektronkonfigurációk	8–9
Az elemek periódusos rendszere	10–16
A periódusos rendszer szerkezete	10–16
Kémiai kötések	17–27
Az atomok közötti kötések	17–25
Ionos kötés. Ionos rácsok	17–19
Kovalens kötés	19–25
Nem poláris kovalens kötés	20–21
Poláris kovalens kötés	21–23
Koordinatív kovalens kötés. Komplex vegyületek	23–25
A fémes kötés	25
Molekulák közötti kötések	26–27
Van der Waals kötések	26
Hidrogénkötés	26–27
Oldatok	28–33
Oldatok. Oldódás	28
Oldékonyság	28–30
Az oldatok koncentrációja	30–33
Kristályhidrátok	33
A gáztörvények	34–40
A gáz halmazállapot. Az ideális gáz	34
A gáz halmazállapot jellemzői. Az ideális gázok törvénye	35–37
Molekulatömeg. A gázok sűrűsége. Moláris tört. Parciális nyomás	37–39
Avogadro törvénye és annak alkalmazásai	39–40

Termokémia	41–48
Belső energia. Reakcióentalpia.....	41–45
Hőátadással járó folyamatok	45–46
Hess törvénye.....	46–48
Kötési energia.....	48
Reakciókinetika	49–52
Reakciósebesség.....	49–50
A reakciósebesség törvénye.....	50
A reakciósebességet befolyásoló tényezők.....	51–52
A koncentráció hatása.....	51
A hőmérséklet hatása. Arrhenius egyenlete	51
Az érintkező felület hatása.....	52
A katalizátorok hatása.....	52
Kémiai egyensúly	53–56
Kémiai egyensúly.....	53–55
A kémiai egyensúlyt befolyásoló tényezők. Le Châtelier elv	55–56
Kémiai reakciók	57–66
Sav-bázis reakciók (Proton átadással járó reakciók).....	57–64
Savak és bázisok.....	57–58
A víz önionizációja. A víz ionszorzata.....	58
Oldatok pH értékének kiszámítása.....	58–62
Erős egyértékű savak, erős egyértékű bázisok.....	59–60
Gyenge egyértékű savak, gyenge egyértékű bázisok.....	60–62
Semlegesítési reakciók.....	62
Sav-bázis titrálás.....	62–64
Pufferoldatok.....	64
Oxido-redukciós reakciók.....	65–66
Az oxidációs szám.....	65
Oxido-redukciós reakciók.....	65–66
Elektrokémia	67–70
A galváncella.....	67–68
Elektrolizáló cella.....	68–69
A víz elektrolízise.....	69
Az elektrolízis törvényei.....	69–70

Az atom szerkezete

Atom. Részecske. Molekula

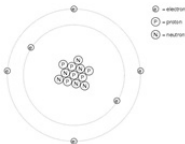
Az atom a kémiai elem legkisebb részecskéje, elektromosan semleges, nagy sűrűségű atommagból és az azt körülvevő elektronfelhőből áll.

Elemi vagy szubatomi részecskék az atom tovább nem oszthatónak tekintett alkotórészei. Az atomok építőelemei a protonok, neutronok és elektronok.

A molekula egy vagy több atomból áll, kifelé elektromosan semleges, elég stabil. A molekulák a vegyületek alapelemei, közöttük molekulakötések képződnek.

Az atomok nem oszthatatlanok, ahogy a XIX. századig hitték, hanem bonyolult összetételűek. Minden atom egy atommagot tartalmaz, amit elektronburok vesz körül. Minden fajta atom a rá jellemző atommagból és elektronburokból áll, amik megkülönböztetik a többi atomtól. A kémiai folyamatokat az atomok legkülső elektronjai határozzák meg.

Az atom magjának pozitív elektromos töltése van, szorosan egymáshoz kötődő protonok és neutronok alkotják.



1.1. ábra – Az atom szerkezete

Az atommag építőelemeinek tömegét atom-tömegegységben (ate) fejezzük ki, értéküket az alábbi táblázat tartalmazza:

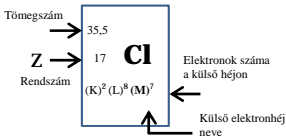
1. táblázat – Elemi részecskék

Részecske	Elektromos töltés	Tömeg (ate)*	Jel
elektron	-1	0.000549	${}_{-1}^0e$ (e^-)
proton	+1	1.00728	${}_{+1}^1p$ (p^+)
neutron	0	1.00867	${}_{0}^1n$ (n^0)

$$*1 \text{ uam} = \frac{m_6^{12}\text{C}}{12}$$

Amint az 1. táblázatból látható, az elektron tömege nagyon kicsi, gyakorlatilag elhanyagolható a proton vagy neutron tömegéhez képest. Ezért az atom tömege a magban koncentrálódik.

Az atomok jelölésére a vegyjelet és egy sor kiegészítő adatot használunk az atomok periódusos rendszerében.



Atomszám, Z az atom sorszámát jelenti a periódusos rendszerben, az atommagban levő protonok számával egyenlő.

Tömegszám, A az atommagban levő protonok és neutronok számának összege.

Mivel az atomok kifelé elektromosan semlegesek, a protonok száma egyenlő az elektronburokban levő elektronok (e^-) számával. Az atom protonjainak, neutronjainak és elektronjainak száma közötti összefüggés eszerint:

Például: ${}_{11}^{23}\text{Na}$: $Z = 11 \rightarrow p^+ = 11$; $e^- = 11$; és $n^0 = A - Z = 12$

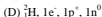
Izotópok egyazon elem atomjai, vagyis Z atomszámuk megegyezik (a periódusos rendszerben ugyanazt a helyet foglalják el), de különbözik A tömegszámuk (neutronjaik száma, tehát tömegük különbözik). Tulajdonságaik alig különböznek.

Példa: A hidrogénnek három izotópja van:

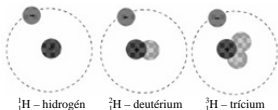
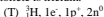
- *Könnyű hidrogén (prócium)*, a leggyakoribb hidrogénizotóp (99,84%); ez fordul elő a szokásos vegyületekben (víz, szénhidrogének, hidridek stb.).



- *Nehéz hidrogén (deutérium)* aránya 0,016%; a tisztán nehéz hidrogént tartalmazó vizet (D_2O , nehézvíz) a nukleáris reaktorteknikában és a mágneses magrezonancia vizsgálati eljárásban alkalmazzák.



- *Szupernehéz hidrogén (trícium)*, ez radioaktív izotóp, mesterségesen állítják elő, felezési ideje 12,3 év. Radioaktív tulajdonságait anyagvizsgálati módszerekben használják, de a hidrogénbomba töltete is trícium.



1.2. ábra – Hidrogénizotópok

A természetben léteznek egyféle izotópot tartalmazó elemek, mint a fluor, nátrium, alumínium, foszfor, a legtöbb elemnek többféle izotópja van.

Az oxigén ^{16}O ^{17}O ^{18}O izotópjainak aránya 3150 : 1 : 5; a nitrogén ^{14}N (99.6%), és ^{15}N (0.4 %) izotópok keveréke; a szén a ^{12}C (98.9 %) és ^{13}C (1.1 %) izotópok keveréke. Az eddig ismert 104 elemnek körülbelül 275 stabil (nem radioaktív) izotópját ismerjük, a radioaktív izotópok száma jóval nagyobb.

Izobárok különböző elemek olyan izotópjai, amelyeknek atomtömege egyforma. Ilyen a $^{40}_{19}\text{K}$; $^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{40}_{20}\text{Ca}$ atomok esete.

Atommodellek

A.) J. Thomson féle atommodell

1904-ben mutatta be J. Thomson az atom szerkezetének első modelljét, az úgynevezett mazsolás kalács modellt. E szerint a modell szerint az atom egy egyenletesen eloszlott pozitív töltésű gömb, amelyben az elektronok mozognak. Ez az atommodell nem volt hosszú életű, a későbbi felfedezések megcáfolták ezt az elméletet.



1.3. ábra – Thomson atommodellje

B.) A Rutherford-féle vagy „bolygó” atommodell

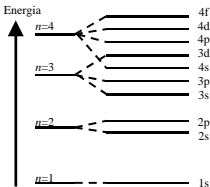
Ernest Rutherford fizikus javított a Thompson szerinti atommodellén. Rutherford elképzelése szerint az atom középpontjában a pozitív töltés van, a negatív töltés a mag körül helyezkedik el. Az elektronok az atommag körül körpályákon mozognak, hasonlóan a bolygók Nap körüli keringéséhez, pályájukon két erő, a centrifugális erő és az elektrosztatikus vonzás egyensúlya tartja őket.

Az elektronszintek feltöltődése elektronokkal. Elektronkonfigurációk

Az elektronok az atommag körül szintekbe (héjakba) rendeződnek a maggal fennálló vonzóerő függvényében. Az energiaszinteken (elektronhéjakon) belül egy vagy több típusú elektronorbitálok vannak. Azonos (s, p, d vagy f) típusú orbitálok alhéjat alkotnak a héjon belül.

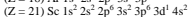
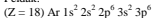
Az elektronok elhelyezkedését a héjakban, alhéjakban és orbitálokon összefoglaló néven elektronkonfigurációnak nevezzük.

Egy atom elektronkonfigurációját leírhatjuk úgy, hogy minden szinten az orbitálok számát és az azonban levő elektronok számát megadjuk, vagy egyszerűbben úgy, hogy a periódusos rendszerben előtte levő telített külső elektronhéjú elem (nemesgáz) vegyjelét írjuk zárójelbe, és csak a legkülső, nem telített héj (vegyértékhéj) konfigurációját írjuk le.

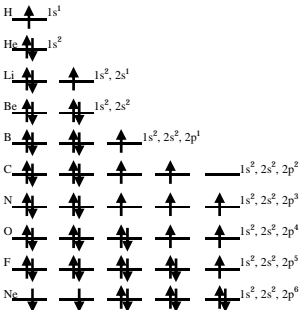
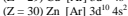
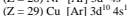
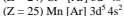
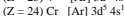


1.10. ábra. A héjak feltöltődése elektronokkal

Példák:



vagy:



1.11. ábra. Az 1. és 2. periódusok elemeinek elektronkonfigurációi

Molekulák közötti kötések

Van der Waals kötések

Van der Waals kötésnek nevezünk több fajta kölcsönhatást kémiai kötéssel nem kapcsolt atomok között.

Diszperziós erők (London)

Apoláris molekulák (pl. CH_4 , H_2) közötti vonzóerő, a molekulák pillanatnyi polarizációja okozza az elektronfelhő rezgései következtében. Függ az elektronok számától.

Dipóluskötés (dipól-dipól kölcsönhatás)

Elektrosztatikus természetű vonzóerő, ionok és polarizált molekulák között illetve két polarizált molekula között alakulnak ki. Erőssége lényegesen kisebb az ionos vonzóerőnél, de jóval erősebb a diszperziós erőnél. Az ionos vegyületek oldódásában van fontos szerepe.

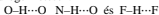
Hidrogénkötés

Elektrosztatikus természetű kötés, olyan vegyületekre jellemző, amelyek molekulájában a hidrogénatom erősen elektronegatív és kisméretű atomhoz kapcsolódik. Jellemző a hidrogénfluorid (HF), víz (H_2O), kisebb mértékben az ammónia NH_3 esetében.

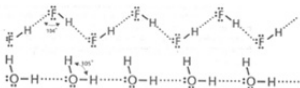
A molekulák közötti kapcsolat a hidrogénatomon keresztül jön létre (hidrogénhíd), így jelöljük: $\text{X-H}\cdots\text{Y}$, ahol X, Y az elektronegatív atomokat jelzik.

A hidrogénatom kovalens kötéssel kapcsolódik a saját molekulája elektronegatív atomjához, és különleges típusú kötéssel a szomszédos molekula elektronegatív atomjához. Ezt nevezzük hidrogénkötésnek. Ez a kötés jóval gyengébb, mint a kovalens kötés, ereje az elektronegativitással csökken: $\text{F} < \text{O} < \text{N} < \text{Cl}$.

A legfontosabb és leggyakrabban előforduló hidrogénkötések:



A hidrogénkötések által jönnek létre a molekulahalmazok, mint $(\text{HF})_n$, $(\text{H}_2\text{O})_n$.



A molekulák közötti másodlagos kötések sokkal gyengébbek, mint a molekulákon belüli kémiai kötések. A másodlagos kötések közül a hidrogénkötés a legerősebb, ez is több mint tízszer gyengébb a kovalens kötésnél.

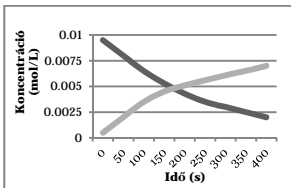
Reakciókinetika

Reakciósebesség

A kémiai és fizikai folyamatok időben történnek, beszélhetünk az átalakulások sebességéről. A v reakciósebesség a kiindulási anyagok vagy a reakció termékei koncentrációjának egységnyi idő alatti változását jelenti.

A kémiai reakció általános formájában: $\nu_a A + \nu_b B \rightarrow \nu_c C + \nu_d D$, a reakció sebességét a kiinduló anyagokkal illetve a reakciótermékekkel jellemezhetjük. Az A kiinduló anyag fogyási sebességét az 1. görbe lejtője jelzi, A reakciótermékek kialakulási sebességét a 2. görbe jelzi (1. ábra). $v = \frac{[c_A(t_2) - c_A(t_1)]}{t_2 - t_1} = \frac{[c_B(t_2) - c_B(t_1)]}{t_2 - t_1} = \frac{[c_C(t_2) - c_C(t_1)]}{t_2 - t_1} = \frac{[c_D(t_2) - c_D(t_1)]}{t_2 - t_1}$.

Mivel egy mól A ν_b/ν_a mól B kiinduló anyaggal reagál és ν_c/ν_a mól C valamint ν_d/ν_a mól D reakciótermék keletkezik, a reakció sebességét így is fel lehet írni: $v = -\frac{\Delta c_A}{\nu_a \Delta t} = -\frac{\Delta c_B}{\nu_b \Delta t} = \frac{\Delta c_C}{\nu_c \Delta t} = \frac{\Delta c_D}{\nu_d \Delta t}$. A mínusz előjel a kiindulási anyagok (A és B) koncentrációjának csökkenését jelenti, a plusz előjel a reakciótermékek moláris koncentrációjának növekedését.



7.1. ábra – A moláris koncentráció időbeni változása

A reakciósebesség törvénye

A reakciósebesség függését a kiindulási anyagok koncentrációjától a reakciósebesség törvénye írja le. Egy $\nu_a A + \nu_b B \rightarrow$ Reakciótermékek általános formájú reakció esetében a reakciósebesség egyenletét az alábbi módon írjuk:

$$v = kC_A^{n_a}C_B^{n_b}$$

Ahol: n_a , n_b – az egyes kiindulási anyagok reakciórendje (egyenlő az elemi reakciók stöchiometriai arányával). A reakció rendűségét a részrendek összege adja meg: $n = n_a + n_b$;

k – sebességi együttható;

C_A , C_B – A illetve B kiindulási anyagok koncentrációja [mól/l];

A sebességi együttható a kiindulási anyagok természetétől és a reakció körülményeitől (hőmérséklet, nyomás, katalizátorok stb.) függ.