NOTATKA MATURALNA · ROZDZIAŁ 1

Budowa atomu i stechiometria

I. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna; II. Budowa atomu (podstawa programowa, zakres rozszerzony)

Notatka dla ucznia przygotowana do matury z chemii na poziomie rozszerzonym (podstawa programowa 2024, Dz.U. 2024 poz. 1019). Oryginalne opracowanie – nie jest materiałem Centralnej Komisji Egzaminacyjnej. Do użytku własnego ucznia.

Nuklid, izotop, jon

Nuklid opisują dwie liczby: **atomowa Z** (liczba protonów) i **masowa A** (protony + neutrony). Liczba neutronów: $N = A - Z$. **Izotopy** mają to samo Z, ale różne A. Nuklidy o tym samym A i różnym Z (np. ^{40}Ca i ^{40}Ar) nie są izotopami.

- Liczba elektronów w jonie = Z – ładunek (kation ma ich mniej, anion więcej niż protonów).
- Przykład: $^{37}Cl^-$ ma 17 protonów, 20 neutronów i 1☐ elektronów.
- Drobiny o tej samej liczbie elektronów są izoelektronowe (np. Na^+, Mg^{2+}, Ne – po 10).

Masa atomowa pierwiastka

Masa atomowa z układu okresowego to **średnia ważona** mas atomowych izotopów, z wagami równymi ułamkom **liczby atomów** (nie ułamkom masowym):

$m_{at} = x_1 \cdot m_1 + x_2 \cdot m_2 + \ldots$, przy czym $x_1 + x_2 + \ldots = 1$.

Przykład: 75% atomów ^{35}Cl i 25% atomów ^{37}Cl daje 0,75·35 + 0,25·37 = 35,☐ u. Wynik leży bliżej masy izotopu, którego jest więcej. Odczytuj masy z tablic CKE (np. H – 1,008; C – 12,01; N – 14,01; O – 16,00; Ca – 40,08) i stosuj je z dokładnością podaną w poleceniu.

Przemiany jądrowe

W równaniu reakcji jądrowej suma liczb masowych i suma liczb atomowych są po obu stronach równe.

Cząstka	Zapis (A, Z)	Skutek dla jądra
α (jądro helu)	A = 4, Z = 2	A maleje o 4, Z o 2
β^- (elektron z jądra)	A = 0, Z = −1	A bez zmian, Z rośnie o 1
neutron	A = 1, Z = 0	–
proton	A = 1, Z = 1	–

- Naturalne: $^{238}U \rightarrow {}^{234}Th + \alpha$; $^{234}Th \rightarrow {}^{234}Pa + \beta^-$.
- Sztuczna reakcja: $^{14}N + {}^{4}He \rightarrow {}^{17}O + {}^{1}H$ (18 = 18; 9 = 9).
- Szereg przemian: liczbę α wyznacz z ubytku A (zmienia ją tylko α), liczbę β^- z bilansu Z. Dla $^{238}U \rightarrow {}^{206}Pb$: 32/4 = 8 przemian α, a Z spada o 16 przy rzeczywistym spadku 10, więc 6 przemian β^-.

Liczby kwantowe

Liczba	Wartości	Opisuje
główna n	1, 2, 3, …	powłokę
poboczna l	0 … $n-1$ (s, p, d, f)	podpowłokę
magnetyczna m	od $-l$ do $+l$	stan orbitalny
spinowa m_s	+½ lub −½	spin elektronu

- Podpowłoka ma $2l + 1$ stanów orbitalnych: s – 1, p – 3, d – 5, f – 7. Mieści 2 razy tyle elektronów: 2, 6, 10, 14.
- Powłoka n mieści $2n^2$☐ elektronów (2, 8, 18, …).
- Przykład: $n = 3$, $l = 1$ oznacza podpowłokę 3p – trzy stany orbitalne, najwyżej ☐ elektronów.

Zakaz Pauliego i reguła Hunda

- **Zakaz Pauliego:** w atomie nie ma dwóch elektronów o identycznym zestawie czterech liczb kwantowych. W jednym stanie orbitalnym mieszczą się najwyżej dwa elektrony, różniące się spinem.
- **Reguła Hunda:** w podpowłoce elektrony najpierw zajmują pojedynczo wszystkie stany orbitalne, z jednakowym spinem, i dopiero potem się sparowują.
- Skutek: azot ($2p^3$) ma trzy elektrony niesparowane, tlen ($2p^4$) – dwa.
- Schemat klatkowy: każda klatka to jeden stan orbitalny, strzałki oznaczają spin. W klatce nie wolno rysować dwóch strzałek w tę samą stronę.

Podgląd darmowej wersji

Konfiguracje elektronowe

Kolejność zapełniania: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d. W zapisie porządkuje się podpowłoki według powłok (3d przed 4s). Zapis **pełny** podaje wszystkie podpowłoki, **skrócony** zaczyna się od gazu szlachetnego w nawiasie, np. [Ar] $3d^7 4s^2$.

- Wymagana jest umiejętność zapisu do $Z = 38$ (Sr) dla atomów i jonów.
- **Odstępstwa 4. okresu:** Cr – [Ar] $3d^5 4s^1$ (☐ elektronów niesparowanych), Cu – [Ar] $3d^{10} 4s^1$.
- **Kationy bloku d** tracą najpierw elektrony 4s, potem 3d: Fe – [Ar] $3d^6 4s^2$, Fe^{2+} – [Ar] $3d^6$ (4 niesparowane), Fe^{3+} – [Ar] $3d^5$ (5 niesparowanych).
- Aniony dobudowują elektrony w tej samej podpowłoce: S^{2-} ma konfigurację [Ne] $3s^2 3p^6$.

Blok, grupa i właściwości

Blok	Ostatni elektron	Grupy	Elektrony walencyjne
s	ns	1–2	ns
p	np	13–18	ns + np
d	(n–1)d	3–12	ns + (n–1)d

- Numer okresu = numer najwyższej powłoki zajętej przez elektrony.
- W grupie od góry do dołu **promień atomu rośnie**, a pierwsza energia jonizacji maleje.
- W okresie od lewej do prawej promień maleje, a energia jonizacji na ogół rośnie.
- Kation jest mniejszy od atomu, anion większy.
- Przy opisie pierwiastka z konfiguracji uwzględnij wszystkie podane informacje (np. liczbę elektronów niesparowanych), bo jedna pominięta prowadzi do złego pierwiastka.

Mol, masa molowa, gazy

- **Mol** to jednostka liczności materii: ☐ mol zawiera $N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ drobin (stała Avogadra ma jednostkę mol^{-1}).
- $n = m/M = N/N_A$; masę molową związku liczysz z mas atomowych: $M(H_2O) = 2 \cdot 1{,}008 + 16{,}00 = 18{,}0$☐ $g \cdot mol^{-1}$.
- Liczba atomów w drobinie liczy się osobno: ☐ mol H_2SO_4 zawiera ☐ moli atomów, a ☐ mol $Ba(OH)_2$ – 2 mole jonów OH^-.
- Gaz w warunkach normalnych: $n = V/V_m$, $V_m = 22{,}4$☐ $dm^3 \cdot mol^{-1}$.
- **Równanie Clapeyrona:** $pV = nRT$, T w kelwinach. Dla p w hPa i V w dm^3: $R = 83{,}1$☐ $hPa \cdot dm^3 \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$. Kontrola: ☐ mol, 27☐ K, 101☐ hPa daje 22,4☐ dm^3.
- Masa molowa gazu: $M = dRT/p$, gdzie d to gęstość.

Wzór empiryczny i rzeczywisty

1. Przelicz skład procentowy (lub masy) na liczby moli atomów: m/M dla każdego pierwiastka.
2. Podziel przez najmniejszą wartość i sprowadź do najprostszych liczb całkowitych – to **wzór empiryczny**.
3. $k = M/M_{emp}$; wzór rzeczywisty = wzór empiryczny pomnożony przez k.

Przykład: 40,0% C, 6,7% H, 53,3% O → stosunek moli 3,33 : 6,65 : 3,33 = 1 : 2 : 1, czyli CH_2O (30,0☐ $g \cdot mol^{-1}$). Dla $M = 18$☐ $g \cdot mol^{-1}$ jest $k = 6$, więc $C_6H_{12}O_6$. Odpowiedzią ma być konkretny wzór, nie zapis $(CH_2O)_n$.

Stechiometria krok po kroku

1. Zapisz zbilansowane równanie (masy i ładunki). Współczynniki to stosunek moli, a dla gazów w tych samych p i T także objętości – nie mas.
2. Przelicz dane na mole. Gdy dane są oba substraty, porównaj stosunek z równaniem: substrat w **niedomiarze** wyznacza ilość produktu.
3. Wydajność: $\eta = n_{rzecz}/n_{teor} \cdot 100\%$. Dla procesu kilkuetapowego $\eta_{całk} = \eta_1 \cdot \eta_2 \cdot \ldots$
4. Mieszanina dwóch składników reagujących z tym samym odczynnikiem: układ dwóch równań (bilans masy i bilans produktu).
5. Zaokrąglaj dopiero na końcu, zgodnie z poleceniem, i podaj jednostkę.

Przykład: $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$; 1☐ mol N_2 i 2☐ mol H_2. Wodoru potrzeba 3☐ mol, więc H_2 jest w niedomiarze: teoretycznie 1☐ mol NH_3, przy $\eta = 80\%$ – 12,☐ mol.

Podgląd • Pierwsza Ławka

CO JESZCZE JEST W ŚRODKU

Notatki do matury z chemii (poziom rozszerzony) – rozdział 1: Budowa atomu i stechiometria, dla ucznia

Podgląd pokazał 2 z 3 stron. Pełna wersja: 3 stron A4, PDF do druku.

- Nuklid, izotop, jon
- Masa atomowa pierwiastka
- Przemiany jądrowe
- Liczby kwantowe
- Zakaz Pauliego i reguła Hunda
- Konfiguracje elektronowe
- Blok, grupa i właściwości
- Mol, masa molowa, gazy
- Wzór empiryczny i rzeczywisty
- Stechiometria krok po kroku
- ramka „Słowa kluczowe z zasad oceniania" – czego wymaga klucz CKE przy poleceniach z tego działu,
- ramka „Najczęstsze błędy na maturze" – tak traci się punkty i tak jest dobrze,
- ramka „Zapamiętaj" – reguły i skróty do szybkiej powtórki.

Kup pełną wersję – plik od razu na e-mail

pierwszalawka.pl/material/chemia-matura-notatka-rozdzial-01-atom-i-stechiometria