

## Przykładowe pytania egzaminacyjne z chemii

**Budowa atomu**

1. Podać treść postulatów Bohra opisujących model atomu. Jaka jest różnica pomiędzy orbitą elektronu wg Bohra, a orbitalem atomowym ?
2. Czym będzie się różniła chmura elektronowa orbitalu 1s od 2s, 3s itd.?
3. Czym będzie się różniła chmura elektronowa orbitalu  $2p_x$  od  $3p_x$ ,  $4p_x$  itd.?
4. Naszkicować funkcje falowe 2s, 2p, 4d ? Dlaczego nie ma funkcji 2d ?
5. Jakie wartości mogą przybierać liczby kwantowe n, l, m, s ?
6. Jakie pierwiastki układu okresowego mają następujące konfiguracje walencyjne?  
 $ns^2np^2$     b)  $ns^2np^4$
7. Jakie pierwiastki układu okresowego mają następujące konfiguracje walencyjne?  
a)  $ns^2np^2$     b)  $ns^2np^4$     c)  $(n-1)d^1ns^2$     d)  $(n-1)d^5ns^2$
8. Czy możliwe są następujące konfiguracje elektronowe atomów? Uzasadnić.  
Y     $1s^22s^22p^63s^23p^63d^7$ ,                      Mn     $1s^22s^22p^63s^23p^7$
9. Czy możliwe są następujące konfiguracje elektronowe atomów? Uzasadnić.  
Kr    KL  $3s^23p^64s^24p^6$                       Cu    KL  $3s^23p^63d^94s^2$
10. Które z poniższych zbiorów liczb kwantowych nie są dozwolone  
 $(1, 0, 1/2, -1/2)$  ;  $(3, 0, 0, +1/2)$  ,  $(2, 2, 1, -1/2)$ ,  $(3, 0, 0, +1/2)$  ;  $(4, 3, -2, +1/2)$ ;  $(3, 2, 1, 1)$
11. Które z poniższych zbiorów liczb kwantowych nie są dozwolone  
 $(3, 0, 0, +1/2)$  ;     $(4, 3, -2, +1/2)$  ;     $(3, 2, 1, 1)$
12. Uszeregować niżej wymienione orbitale według wzrastającej energii: (n-1)d, (n-2)f, nd
13. Naszkicować funkcje falowe 2s, 2p, 4d ? Dlaczego nie ma funkcji 2d ?
14. Symbole s, p, d, f odpowiadają wartościom jednej z liczb kwantowych-której liczbie i jakim orbitalom ?
15. Jakie jest znaczenie reguły Hunda i zakazu Pauliego ?
16. Uszeregować niżej wymienione orbitale według wzrastającej energii  
np, (n-1) d, (n-2)f, nd, ns
17. Ile elektronów walencyjnych posiadają: Na, O, V, Mn, Ba ?
18. Podać konfigurację elektronową dowolnego pierwiastka III grupy głównej.
19. Wyznaczyć wartości x,y,z dla atomu o liczbie porządkowej 38  
 $1s^22s^22p^x3s^23p^y3d^z4s^24p^65s^z$
20. Podać konfigurację elektronową i diagramy klatkowe następujących jonów:  $Cr^{+3}$ ,  $S^{-2}$ ,  $Ag^+$ .
21. Podać konfigurację elektronową i diagram klatkowy jonu  $Zn^{2+}$  ?
22. Podać konfigurację elektronową i diagram klatkowy jonu  $Fe^{3+}$  ?
23. Jakie pierwiastki układu okresowego mają następujące konfiguracje walencyjne?  
a)  $ns^2np^4$     b)  $(n-1)d^5ns^2$
24. Jakie pierwiastki układu okresowego mają następujące konfiguracje walencyjne?  
a)  $ns^2np^2$     b)  $(n-1)d^1ns^2$
25. Wyznaczyć wartości x,y,z dla atomu o liczbie porządkowej 38  
 $1s^22s^22p^x3s^23p^y3d^z4s^24p^65s^z$

## Wiązania

1. Czy atom wodoru może być donorem w wiązaniu koordynacyjnym? Podać wyjaśnienie
2. Czy między dwoma kationami wodoru powstanie wiązanie chemiczne? Podać wyjaśnienie?
3. Jaką rolę odgrywają wolne pary elektronowe przy powstawaniu wiązań chemicznych? Podać przykłady
4. Co to jest hybrydyzacja orbitali atomowych? Czy izolowany atom może występować w stanie hybrydyzacji?
5. Kształt orbitali zhybryzowanych typu  $sp$  i  $sp^3$ , podać po jednym przykładzie cząsteczki z tym typem hybrydyzacji
6. Które z cząsteczek  $CH_4$ ,  $CO_2$ ,  $o-C_6H_4Cl_2$ ,  $CH_3Cl$ ,  $NH_3$ ,  $C_6H_6$  mają charakter polarny i dlaczego?
7. Podaj z uzasadnieniem które z dwóch substancji ma wyższą temperaturę topnienia:  
a)  $ZnO$ ,  $ZnS$       b)  $KCl$ ,  $CaO$
8. Podaj z uzasadnieniem które z dwóch substancji ma wyższą temperaturę topnienia:  
a)  $NaCl$ ,  $NaBr$       b)  $BaO$ ,  $MgO$
9. Cząsteczka  $N_2O$  jest liniowa i ma moment dipolowy  
a) jak są ustawione atomy w tej cząsteczce,  $NNO$ , czy  $NON$ ?
10. Cząsteczka  $N_2O$  jest liniowa i ma moment dipolowy:  
a) przedstawić typ hybrydyzacji środkowego atomu
11. Omówić wiązania w  $BeCl_2$  i  $BCl_3$ . Podać hybrydyzację atomu centralnego
12. Fosfor, arsen i antymon tworzą z chlorem połączenia  $PCl_5$ ,  $AsCl_5$  i  $SbCl_5$ .  
Dlaczego nie istnieje pięciochlorek azotu  $NCl_5$ ?
13. Podać kształt przestrzenny i rodzaj wiązań w cząsteczce  $H_2O$  i jonie  $H_3O^+$ ?
14. Które pierwiastki poza wodorem biorą udział w mostkach wiązania wodorowego?  
Co mają wspólnego?
15. Które pierwiastki poza wodorem biorą udział w wiązaniu wodorowego?  
Przedstawić przykłady związków tworzących mostki wodorowe.
16. Omówić wiązania w  $SO_4^{2-}$  i  $NH_4^+$ ,  $NH_4Cl$
17. Wskazać w których związkach dominuje wiązanie jonowe, a w których atomowe?  
 $CaO$     $NO$     $CO$     $KCl$     $HI$     $SrO$     $PBr_3$
18. Które z cząsteczek  $C_2H_2$ ,  $CCl_4$ ,  $H_2O$ ,  $O_2$ ,  $NH_3$  nie mogą być polarne i dlaczego?
19. W jaki sposób charakter wiązania metalicznego odzwierciedla się we właściwościach metali?
20. Wiązanie wodorowe, podać przykłady związków i zjawisk z życia potwierdzające jego istnienie.

## Stechiometria związków i reakcji

1. Uszeregować następujące próbki w kolejności wzrastającej liczby atomów  
 $6,5$  g N,    $2,5 \times 10^{23}$  atomów C,    $0,65$  mola atomów Br. Podać masę zbioru
2. Tlenek niklu jest często niestechiometryczny i wzór jego można zapisać jako  $NiO_{1+x}$ .  
Podać wartość  $x$ , jeżeli analiza danej próbki wykazała zawartość Ni w ilości  $74,37$  %?
3.  $19,665$  g pierwiastka X reaguje z  $3,0 \times 10^{23}$  atomów pierwiastka Y tworząc połączenie  $XY_2$ .  
Obliczyć względną masę atomową pierwiastka X.
4. Redukując próbkę pewnego tlenku manganu za pomocą węgla otrzymano  $2,5$  g czystego metalu i  $0,678$  dm<sup>3</sup>  $CO_2$  (war. nor.). Ustalić wzór empiryczny zredukowanego tlenku.

5. Podczas utleniania pewnego siarczku miedzi otrzymano 4 g CuO i 1,6 g SO<sub>2</sub>. Ustalić wzór empiryczny siarczku miedzi.
6. Do wody wapiennej wprowadzono dwutlenek węgla, który spowodował wytrącenie się białego osadu. Podczas dalszego przepuszczania CO<sub>2</sub> osad zniknął, by pojawić się ponownie po ogrzaniu roztworu do wrzenia. Podać równania reakcji.
7. Obliczyć procentową zawartość cynku w rudzie o wzorze galman  $Zn_2SiO_4 \cdot x H_2O$  ?
8. Obliczyć zawartość cynku w 100 kg rudy o wzorze  $Zn_2SiO_4 \cdot x H_2O$  zakładając, że zawiera 15% zanieczyszczeń ?
9. 0,1000 g stopu srebra z miedzią rozpuszczono w kwasie azotowym. Do otrzymanego roztworu dodano nadmiaru kwasu solnego i stwierdzono wytrącenie osadu o masie po wysuszeniu 0,1028 g .Ile % srebra zawierał stop ? Napisz reakcje.
10. Do zredukowania próbki pewnego tlenku chromu zużyto 10 dm<sup>3</sup> wodoru (war. norm.). Otrzymano 7,74 g chromu. Ustalić wzór empiryczny zredukowanego tlenku.
11. Podać wartościowość siarki w tlenku siarki wiedząc, że 1 g tlenku zawiera 0,4 g siarki.
12. Ile stężonego 96% kwasu siarkowego o gęstości 1,84 g/cm<sup>3</sup> oraz wody należy wziąć do sporządzenia 3 dm<sup>3</sup> kwasu akumulatorowego 36% o gęstości 1,28 g/cm<sup>3</sup> ?
13. Obliczyć stężenie molowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 50 g CaCl<sub>2</sub> zawierającego 10 % zanieczyszczeń w 200 cm<sup>3</sup> wody, gdy gęstość tego roztworu wynosi 1,2 g/cm<sup>3</sup> ?
14. Ile g węglanu wapnia CaCO<sub>3</sub> oraz 20% kwasu solnego potrzeba do otrzymania 11,2 dm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> (war. norm.)
15. Ile g cynku zawierającego 85% zanieczyszczeń trzeba użyć w reakcji z nadmiarem HCl, aby otrzymać 50 dm<sup>3</sup> wodoru zmierzonych w war. norm. ?
16. W reakcji MnO<sub>2</sub> z HCl tworzy się MnCl<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> i H<sub>2</sub>O. Ułożyć równanie i obliczyć ile moli chloru powstanie z 10 g MnO<sub>2</sub>.
17. 25 g tlenku miedzi (I) Cu<sub>2</sub>O zredukowano w strumieniu wodoru. Po przerwaniu reakcji masa wytworzonej Cu i nie przereagowanego tlenku wynosiła 24,5 g. Ile pary wodnej powstało ?
18. Tlenek pewnego czterowartościowego pierwiastka zawiera 13,4 % tlenu? Jaki to pierwiastek?
19. 13 g tlenku metalu zaw. 25,8% tlenu, reaguje z 10 g tlenku niemetalu zaw. 56,3 % tworząc sól jako jedyny produkt. Obliczyć skład tego produktu.
20. Podczas utleniania pewnego siarczku miedzi otrzymano 4 g CuO i 1,6 g SO<sub>2</sub>. Ustalić wzór empiryczny siarczku miedzi.
21. 100 g stopu glinu z cynkiem utleniono i otrzymano 51 g Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> i 91 g ZnO. Podać skład stopu.
22. Obliczyć jaką ilość surówki zawierającej 95% Fe można wyprodukować z 1 tony hematytowe Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> zawierającej 20 % zanieczyszczeń?
23. W 100 g blendy cynkowej ZnS znajduje się 32,5 g Zn. Jaka jest zawartość % cynku w tej rudzie.
24. Zredukowano mieszaninę zawierającą 40% CuO i 60% Ag<sub>2</sub>O. Podać skład stopu metali.
25. Podać wzór chem.tlenku niklu Ni<sub>x</sub>O<sub>y</sub> gdy analiza chemiczna wykazała 75 % wag Ni w próbce ?

## Roztwory buforowe i hydroliza

1. Obliczyć siłę jonową 0,200 M roztworu  $\text{KNO}_3$ .
2. Zmieszano  $50,0 \text{ cm}^3$  0,200 M  $\text{CaCl}_2$  z  $150,0 \text{ cm}^3$  0,300 M  $\text{KCl}$ . Obliczyć siłę jonową tego roztworu.
3. W  $250 \text{ cm}^3$  roztworu  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  znajduje się 0,0800 mola tego związku. Obliczyć siłę jonową tego roztworu.
4. Obliczyć siłę jonową dla hipotetycznego związku jonowego  $\text{A}_5\text{B}_3$  o stężeniu 0,0100 M.
5. W wyniku mieszania  $50,0 \text{ cm}^3$  0,180 N  $\text{K}_3\text{PO}_4$  oraz  $50,0 \text{ cm}^3$  0,0900 N  $\text{H}_2\text{SO}_4$  otrzymano roztwór buforowy. Obliczyć siłę jonową tego roztworu pomijając udziały pochodzące od dysocjacji słabych elektrolitów.
6. Obliczyć pH roztworu zawierającego 0,200 mola  $\text{HCOOH}$  i 0,300 mola  $\text{HCOOK}$  w  $2,00 \text{ dm}^3$  roztworu.
7. W  $500 \text{ cm}^3$  roztworu znajduje się 0,850 g amoniaku i 2,675 g  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Obliczyć pH tego roztworu.
8. Do  $20,0 \text{ cm}^3$  0,400 M kwasu benzoowego  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$  dodano  $80,0 \text{ cm}^3$  0,0625 M roztworu benzoianu potasu  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOK}$ . Jakie jest pH tego roztworu buforowego?
9. Przez zmieszanie  $0,100 \text{ dm}^3$  0,200 M roztworu metyloaminy  $\text{CH}_3\text{NH}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$  z  $60,0 \text{ cm}^3$  0,1334 M  $\text{HCl}$  otrzymano roztwór buforowy. Obliczyć jego pH.
10. Zmieszano  $50,0 \text{ cm}^3$  0,300 M roztworu amoniaku z  $30,0 \text{ cm}^3$  0,2667 M roztworu siarczanu amonu  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . Obliczyć pH otrzymanego roztworu.
11. W jakim stosunku objętościowym należy mieszać 0,200 M roztwór amoniaku i 0,500 M roztwór chlorku amonu, aby otrzymać roztwór buforowy o sile jonowej 0,100 M. Obliczyć pH tego roztworu.
12. Należy sporządzić  $0,500 \text{ dm}^3$  buforu octanowego o pH 5,00 oraz sile jonowej 0,150 M. Obliczyć objętość 0,500 M kwasu octowego  $\text{CH}_3\text{COOH}$  oraz masę octanu sodu  $\text{CH}_3\text{COONa}$  potrzebną do przygotowania tego roztworu.
13. Obliczyć pH roztworu otrzymanego przez zmieszanie  $60,0 \text{ cm}^3$  0,250 M roztworu amoniaku,  $120 \text{ cm}^3$  0,150 M roztworu chlorku amonu i  $70,0 \text{ cm}^3$  0,100 M roztworu  $\text{HCl}$ .
14. Zmieszano  $100 \text{ cm}^3$  0,100 M  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  roztworu oraz  $150 \text{ cm}^3$  0,1334 M roztworu  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ . Oblicz pH tego roztworu.
15. Do  $100 \text{ cm}^3$  0,750 N  $\text{H}_3\text{PO}_4$  dodano  $150 \text{ cm}^3$  0,250 M roztworu  $\text{KOH}$ . Jakie jest pH tego roztworu?
16. Obliczyć pH i stopień hydrolizy 0,200 M roztworu  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .
17. Obliczyć stężenie amoniaku w roztworze  $\text{NH}_4\text{Cl}$  o sile jonowej 0,0500 M.
18. Obliczyć stężenie kwasu octowego w roztworze  $\text{CH}_3\text{COONa}$  o sile jonowej 0,250 M.
19. Obliczyć pH i stopień hydrolizy 0,150 M roztworu mrówczanu sodu  $\text{HCOONa}$ .
20. Obliczyć jak zmieni się pH i stopień hydrolizy, jeśli  $200 \text{ cm}^3$  0,0500 M roztworu benzoianu sodu  $\text{C}_6\text{H}_5\text{COONa}$  odparowano do objętości  $50,0 \text{ cm}^3$ .