

## **Zagadnienia do matury próbnej – październik 2015**

1. Liczby kwantowe opisujące elektrony walencyjne atomu, położenie pierwiastka w UOP, blok energetyczny (konfiguracyjny), wzory jonów tworzących tlenek danego pierwiastka, stopień utlenienia na podstawie konfiguracji elektronów walencyjnych, określanie charakteru chemicznego tlenku pierwiastka na danym stopniu utlenienia.
2. Określanie liczby: wolnych par elektronowych, wiązań sigma i pi w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i węglowodorach. Określanie kształtu cząsteczki.
3. Energia jonizacji pierwiastków w grupie i w okresie, właściwości redukujące metali (szereg elektrochemiczny metali).
4. Właściwości fizyczne i chemiczne izotopów, liczba neutronów i protonów w jądrze atomowym (liczba atomowa i liczba masowa).
5. Zapisywanie równań reakcji przemian jądrowych (naturalnych i sztucznych na podstawie informacji wprowadzającej).
6. Obliczenia związane z procesem rozpadu promieniotwórczego.
7. Reakcje egzo i endotermiczne, entalpia reakcji, entalpia tworzenia.
8. Obliczenia chemiczne z wykorzystaniem równania Clapeyrona.
9. Właściwości fizyczne i chemiczne fluorowców, obliczenia molowe na podstawie równania reakcji, reakcje metali z fluorowcami (stopień utlenienia metalu w produkcie reakcji metalu z fluorowcem).
10. Zapis równań reakcji fluorowców z innymi substancjami na podstawie informacji wstępnej z zadania.
11. Obliczenia stechiometryczne wykorzystujące stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym.
12. Szereg aktywności fluorowców, barwy fluorowców i ich związków w wodzie oraz niepolarnym rozpuszczalniku organicznym, równania reakcji wzajemnej aktywności fluorowców.
13. Szybkość reakcji chemicznej: wpływ zmiany stężenia substratów na zmianę szybkości reakcji chemicznej.
14. Obliczanie rzędu reakcji względem danego substratu (wykładniki potęg przy stężeniach substratów w równaniu kinetycznym).
15. Obliczenia związane z iloczynem rozpuszczalności.
16. Obliczenia dotyczące stężenia procentowego roztworów (w tym hydratów).
17. Teoria kwasów i zasad wg Bronsteda – Lowry'ego.
18. Stała równowagi reakcji dysocjacji (zapisywanie wyrażenia), stężenia poszczególnych jonów w roztworze danego elektrolitu.
19. Obliczenia związane ze stężeniową stałą równowagi reakcji odwracalnej.
20. Przesuwanie stanu równowagi reakcji za pomocą zmiany warunków prowadzenia reakcji.
21. Budowa jonów kompleksowych (ładunek jonu, liczba koordynacyjna).
22. Stechiometria reakcji spalania węglowodorów.
23. Metody rozdzielania mieszanin na składniki (planowanie procesu).
24. Skały wapienne i ich przemiany.
25. Wskaźniki kwasowo-zasadowe i ich barwy w roztworach o różnym odczynie.
26. Stosunek masowy jonów w roztworze po zajściu reakcji chemicznej.
27. Reakcje strącania osadów, zapis równań reakcji w formie jonowej skróconej.
28. Obliczenia związane ze stechiometrią reakcji: masa, gęstość, objętość, skład % powietrza.