



OKRĘGOWA
KOMISJA
EGZAMINACYJNA
w KRAKOWIE

PRÓBNY EGZAMIN MATURALNY Z CHEMII

Arkusz egzaminacyjny II

MODEL ODPOWIEDZI I SCHEMAT OCENIANIA

ARKUSZ I

MARZEC 2002

CHEMIA

1. Punkty przyznawane są za całkowicie poprawne rozwiązanie.
2. Jeżeli do jednego polecenia podano dwie odpowiedzi – poprawną i błędną – nie przyznaje się punktów.
3. Jeśli polecenie brzmiało „*zapisz równanie reakcji*” – nie przydziela się punktów za zapisanie schematu procesu.
4. Brak jednostek w obliczeniach lub błąd rachunkowy – obniża punktację o 1 pkt.
5. Inne niż podane w modelu, poprawne merytorycznie rozwiązanie należy oceniać zgodnie z podaną punktacją.

Zadanie	Model odpowiedzi	punktacja zadań	
		cząstkowa	całkowita
19	Zapis wzoru do obliczeń Obliczenie masy atomowej – 24,3 [u]	1 1	2
20	I. – [Ne]3s ² II. – Odp. C III. – 2 IV. – Odp. C	1 1 1 1	4
21	B	1	1
22	Zapisanie równań reakcji elektrodowych K(-): Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg A(+): 2Cl ⁻ - 2e ⁻ → Cl ₂	1 1	2
23	Podanie nazw przewidywanych produktów elektrolizy	1	1
24	Podstawienie danych do wzoru Obliczenie zmiany szybkości reakcji – wzrośnie ośmiokrotnie	1 1	2
25	Zapisanie wyrażenia na stałą równowagi Obliczenie wartości K _c = 3/8 (0,375)	1 1	2
26	Zapis równań reakcji: (1) np. CrCl ₃ + 3NaOH → Cr(OH) ₃ + 3NaCl (2) Cr(OH) ₃ + 3NaOH → Na ₃ [Cr(OH) ₆] (3) 2Cr(OH) ₃ + 3H ₂ SO ₄ → Cr ₂ (SO ₄) ₃ + 6H ₂ O Reakcja 2 i 3 – potwierdzenie charakteru amfoterycznego	1 1 1 1	4
27	Zapis równania reakcji 4Mg + 10HNO ₃ → NH ₄ NO ₃ + 4Mg(NO ₃) ₂ + 3H ₂ O Współczynniki stechiometryczne Poprawnie zapisany bilans elektronowy np.: $\begin{array}{l} \overset{0}{Mg} \rightarrow \overset{II}{Mg} + 2e^{-} \\ \overset{V}{N} + 8e^{-} \rightarrow \overset{-III}{N} \end{array} \quad \quad \times 4$	1 1 1	3
28	Obliczenie liczby moli NaOH w 5% roztworze Obliczenie liczby moli HCl w 0,5 molowym roztworze Porównanie liczby moli kwasu i zasady Wskazanie na obojętny odczyn roztworu	1 1 1 1	4
29	Obliczenie stężenia jonów wodorowych w roztworze [H ⁺] = 0,01 mol/dm ³ Określenie pH = 2	1 1	2
30	Schematy dwóch ogniw: Me Me ⁿ⁺ Cu ²⁺ Cu Cu Cu ²⁺ Me ⁿ⁺ Me Zapis równań reakcji elektrodowych dla: I ogniwa II ogniwa	(E ^o Me Me ⁿ⁺ < E ^o Cu ²⁺ Cu) (E ^o Me Me ⁿ⁺ > E ^o Cu ²⁺ Cu) 1 1 1 1	4
31	Probówka I – etan – (węglowodór nasycony nie ulega żadnej z opisanych reakcji) Probówka II – etyn – (węglowodór nienasycony, przyłącza 2 mole wodoru na 1 mol gazu – alkin) Probówka III – chloroetan (pozytywny wynik próby na obecność halogenów) Probówka IV – etyn (węglowodór nienasycony, przyłącza 1 mole wodoru na 1 mol gazu – alken)	1 1 1 1	4
32	Zapis równań: C ₂ H ₅ Cl + Mg → C ₂ H ₅ MgCl C ₂ H ₅ MgCl + H ₂ O → C ₂ H ₆ + Mg(OH)Cl Podanie nazwy: chlorek wodorotlenek magnezu (dopuszczalna nazwa: chlorek hydroksomagnezu)	1 1 1	3

33	A. Zapis równań reakcji $\begin{array}{c} \text{COOH} \\ \\ \text{COOH} \end{array} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \begin{array}{c} \text{COOAg} \\ \\ \text{COOAg} \end{array} + 2\text{HNO}_3$ B. Wykonanie obliczeń: obliczenie liczby moli (masy jonów Ag ⁺) obliczenie liczby moli kwasu obliczenie objętości kwasu szczawowego – V = 0,25 dm ³ (250 cm ³)	1 1 1 1 1 1	5
34	Zapis równań: $\text{CH}_3\text{Cl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{HCl}$ $\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	1 1	2
35	Wzór i nazwa $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{CH}_2\text{-CH-COOH} \\ \\ \text{OH} \end{array}$ kwas 2-hydroksybutanowy $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{-CHOH-COOH} + \text{NaOH} \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{-CHOH-COONa} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CHOH-COOH} + 2\text{Na} \rightarrow \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH(COONa)-COONa} + \text{H}_2$	1 1 1 1	4
36	B	1	1
37	C	1	1
38	$\text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})(\text{COOH}) + \text{CH}_3\text{COOH} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{C}_6\text{H}_4(\text{OH})(\text{OCOCH}_3) + \text{H}_2\text{O}$	1	1
39	Sporządzenie wykresu Odczytanie z wykresu masy jodu-131 pozostałego po 24 dniach – 25g Obliczenie masy jodu-131, który uległ rozpadowi – 175g Obliczenie procentu masy jodu – 87,5%	1 1 1 1	4
40	Podanie dwóch przykładów zastosowań izotopów Opis przykładowych zagrożeń, np.: <ul style="list-style-type: none"> – radioaktywne skażenie środowiska związane ze składowaniem odpadów promieniotwórczych – możliwość konfliktów nuklearnych – choroba popromienna, mutacje genetyczne, nowotwory – osłabienie układu immunologicznego, zakłócenie podstawowych funkcji organizmu – możliwość awarii elektrowni atomowych 	Po 1pkt za każdy przykład zastosowania i zagrożenia	4