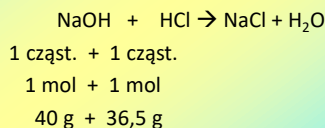


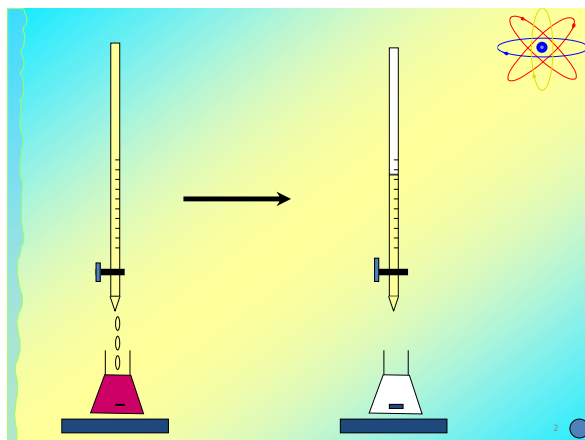
Analiza miareczkowa

W analizie miareczkowej skład substancji oznacza się w oparciu o reakcje chemiczne, w których bierze udział ściśle określona objętość roztworu o ściśle określonym stężeniu (roztwór mianowany). Masę oznaczanej substancji oblicza się z objętości zużytego roztworu odczynnika (titrantu) i jego stężenia.

Przykład:



1



2

Wybrane modele biurety (półautomatycznych) i miareczkowanie (ang. titration).



3

Odczyt wyniku (oko na wysokości menisku):



Przy odczycie wyniku należy sprawdzić jak skalowana jest biureta. Najmniejsza działka biurety to nie zawsze jest 0,1 ml. Praktycznie, w większości przypadków, odczytywanie z biurety wyniku z dokładnością większą niż połowa najmniejszej działki jest niewskazane.

4

BIURETY

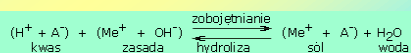


5

Alkacymetria

Nazwę alkacymetria utworzono przez połączenie dwóch słów: **alkalimetria**, czyli miareczkowanie mianowanymi roztworami zasad oraz **acydymetria**, czyli miareczkowanie mianowanymi roztworami kwasów. Metody alkacymetryczne nazywane są także metodami zobojętnienia, ponieważ opierają się one na reakcji zobojętnienia, czyli reakcji kwasu z zasadą, w wyniku której powstaje sól i woda. Odwróceniem reakcji zobojętnienia jest reakcja hydrolizy.

W przypadku reakcji kwasu jednowodorowego (HA) i jednowodorotlenowej zasady (MeOH) w roztworze wodnym, można zapisać schematycznie.



6

Zobojętnianie

Metody alkaclmetryczne opierają się na reakcji zobojętnienia, czyli reakcji kwasu z zasadą, w wyniku której powstaje sól i woda. Według definicji Arrheniusa reakcją zobojętnienia jest reakcja w której jon wodorowy H^+ kwasu reaguje z jodem wodorotlenowym OH^- zasady, tworząc wodę. W czasie reakcji neutralizowane są właściwości kwasowe i zasadowe.

$$H_3O^+ + OH^- \rightarrow 2H_2O$$

Tego terminu "zobojętnianie" nie należy rozumieć dosłownie, ponieważ tylko kwasy i zasady o zbliżonej mocy mogą, po przereagowaniu, utworzyć rzeczywiście obojętny roztwór soli. Ponadto reagenty muszą występować w ilościach stechiometrycznych. Możliwe są cztery możliwe przypadki reakcji kwasu z zasadą;

mocny kwas - mocna zasada
słaby kwas - mocna zasada
mocny kwas - słaba zasada
słaby kwas - słaba zasada



7

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Przebieg zobojętnienia kwasu przez zasadę lub odwrotnie obserwuje się wizualnie przez zastosowanie odpowiednio dobranego wskaźnika (indykatora), którego zmiana barwy wskazuje na zakończenie reakcji.

Wskaźnikami są substancje ulegające przemianom lub modyfikacjom strukturalnym w pewnym obszarze stężenia jonów H^+ (H_3O^+). Z przemianami tymi związana jest zmiana barwy wskaźnika.

Aby dana substancja mogła być dobrym wskaźnikiem, musi spełniać następujące warunki;

- zmiana barwy musi zachodzić ostro i zmieniona barwa musi kontrastować z pierwotną
- zmiana barwy musi występować w wąskim zakresie zmian wartości pH, przy czym zakres ten musi obejmować stan kiedy reagenty występują w ilościach stechiometrycznych.



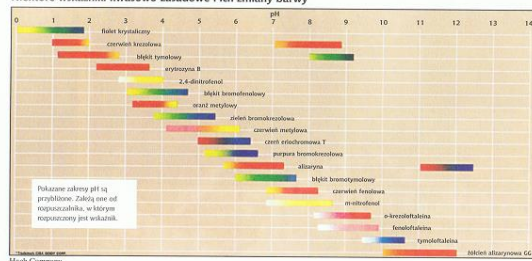
8

Wskaźniki kwasowo-zasadowe i ich zakresy zmiany barwy



9

Niektóre wskaźniki kwasowo-zasadowe i ich zmiany barwy



10

Ocet spirytusowy, wodorotlenek sodu



11

11

Stężenie

Ilość substancji zawartej w określonej ilości rozpuszczalnika lub roztworu określa stężenie roztworu.

W zależności od tego, w jaki sposób wyrażane są ilości substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika (masa lub objętość) stężenie definiuje się w różny sposób:

- stężenie wagowo-wagowe
- stężenie wagowo-objętościowe
- stężenie objętościowo-objętościowe



12

15

Najczęściej stosowane jednostki stężenia



stężenie procentowe wagowe:

liczba jednostek wagowych substancji w 100 jednostkach wagowych roztworu, przy roztworach o gęstości 1 g/cm^3 odpowiada ono ilości jednostek wagowych substancji w 100 jednostkach objętościowych roztworu

parts per milion (ppm)

określa liczbę wagowych substancji w jednym milionie jednostek wagowych roztworu, jest ono równoważne liczbie miligramów substancji w jednym kilogramie roztworu, przy roztworach o gęstości 1 g/cm^3 odpowiada ono mg/dm^3

16

16

$$1 \text{ mg/dm}^3 = 1 \text{ ppm}$$

$$1 \mu\text{g/dm}^3 = 1 \text{ ppb}$$

$$1 \text{ ng/dm}^3 = 1 \text{ ppt}$$

$$1 \text{ pg/dm}^3 = 1 \text{ ppq}$$

(równości powyższe zachowane są dla roztworów wodnych o gęstości 1 kg/dm^3)

$$1 \text{ ppm} = 1\,000 \text{ ppb} = 1\,000\,000 \text{ ppt} = 1\,000\,000\,000 \text{ ppq}$$



17

17

❖ **1 ppm** - 4 krople oznaczanej substancji w 200 litrowej beczce

❖ **1 ppb** - 1 kropla oznaczanej substancji w cysternie samochodowej

❖ **1 ppt** - 1 kropla oznaczanej substancji w 1 000 cysternach samochodowych

❖ **1 ppq** - 1 kropla oznaczanej substancji w słupie wody o podstawie boiska piłkarskiego i wysokości 10 km

18

18

Stężenie molowe:

Ilość moli substancji zawartej w 1 dm^3 roztworu, oznaczane często „m”



19

19

Gramorównoważnik



Ilość gramów substancji równoważna przyjętemu wzorcowi.

W przypadku reakcji typu kwas-zasada, gramorównoważnik stanowi liczbę gramów substancji oddającą lub przyłączającą 1 mol jonów wodoru (lub jonów wodorotlenowych)

W reakcjach redukcji-utleniania (redoks) gramorównoważnik obejmuje liczbę gramów substancji odpowiadającą $1/n$ mola tej substancji, gdzie „n” jest liczbą elektronów oddawanych lub przyłączanych przez tę substancję

20

20

Stężenie normalne:

Ilość gramorównoważników substancji zawartej w 1 dm^3 roztworu, oznaczane często „n”



21

21



**Jakie jest stężenie
procentowe 0,1 n roztworu
 H_2SO_4 ?**

**Jaka jest wartość tego
stężenia wyrażona w ppm?**

24