

Analytical Chemistry

Introduction to Quantitative Titration

Sara Rasoul-Amini, Pharm D, PhD in Medicinal Chemistry;
Department of Medicinal Chemistry, School of Pharmacy, Shiraz
University of Medical Sciences(SUMS); Feb2024

Concentration Calculations

Some Useful Formulas for Calculations in Analytical Chemistry

$$n_A = \frac{m_A}{M_A}$$

where n_A is the amount of A, m_A is the mass of A, and M_A is the molar mass of A.



13C-1 Some Useful Relationships

Most volumetric calculations are based on two pairs of simple equations that are derived from definitions of the mole, the millimole, and the molar concentration. For the chemical species A, we can write

$$\text{amount A (mol)} = \frac{\text{mass A (g)}}{\text{molar mass A (g/mol)}} \quad (13-1)$$

$$c_A = \frac{n_A}{V} \quad \text{or} \quad n_A = V \times c_A$$



$$\text{amount A (mmol)} = \frac{\text{mass A (g)}}{\text{millimolar mass A (g/mmol)}} \quad (13-2)$$

Any combination of grams, moles, and liters can be expressed in milligrams, millimoles, and milliliters. For example, a 0.1 M solution contains 0.1 mol of a species per liter or 0.1 mmol per milliliter. Similarly, the number of moles of a compound is equal to the mass in grams of that compound divided by its molar mass in grams or the mass in milligrams divided by its millimolar mass in milligrams.



The second pair of equations is derived from the definition of molar concentration, that is,

$$\text{amount A (mol)} = V(\text{L}) \times c_A \left(\frac{\text{mol A}}{\text{L}} \right) \quad (13-3)$$

$$\text{amount A (mmol)} = V(\text{mL}) \times c_A \left(\frac{\text{mmol A}}{\text{L}} \right) \quad (13-4)$$

where V is the volume of the solution.

Equations 13-1 and 13-3 are used when volumes are measured in liters, and Equations 13-2 and Equations 13-4 when the units are milliliters.

Some Useful Formulas for Calculations in Analytical Chemistry- Contd.

$$\text{no. meq analyte present} = \text{no. meq standard reagent added} \quad (\text{A7-1})$$

or

$$\text{no. eq analyte present} = \text{no. eq standard reagent added} \quad (\text{A7-2})$$

$$c_{\text{N(A)}} = \frac{\text{no. meq A}}{\text{no. mL solution}} \quad \text{amount A} = \text{no. meq A} = \frac{\text{mass A (g)}}{\text{meqw A (g/meq)}} \quad (\text{A7-6})$$

$$c_{\text{N(A)}} = \frac{\text{no. eq A}}{\text{no. L solution}} \quad \text{amount A} = \text{no. eq A} = \frac{\text{mass A (g)}}{\text{eqw A (g/eq)}} \quad (\text{A7-7})$$

$$\text{amount A} = \text{no. meq A} = V(\text{mL}) \times c_{\text{N(A)}}(\text{meq/mL}) \quad (\text{A7-8})$$

$$\text{amount A} = \text{no. eq A} = V(\text{L}) \times c_{\text{N(A)}}(\text{eq/L}) \quad (\text{A7-9})$$

- فایل درسنامه برای فرمول های رایج در محاسبه غلظت در وب سایت دانشکده به آدرس صفحه زیر درج شده است.

<https://pharmacy.sums.ac.ir/%D9%85%D8%AA%D8%B1%DB%8C%D8%A7%D9%84-%D8%A2%D9%85%D9%88%D8%B2%D8%B4%DB%8C>

- در اسلایدهای بعدی به تصاویر از محتوای فایل مربوط اشاره می شود.



تهیه توسط دکتر سارا رسول امینی

تیمسال نوم ۱۴۰۲

به نام خدا

مروری بر فرمول های عمومی در محاسبات تعیین مقدار در شیمی تجزیه و آنالیز - اسید و باز

دانشکده داروسازی دانشگاه علوم پزشکی شیراز

$\frac{\text{weight of sample}}{\text{molecular weight}}$ in 1000 mL or 1 lit of solution = M

● مولاریته (M): تعداد مول در یک لیتر محلول

● مولالیته: تعداد مول در یک کیلوگرم حلال یا یک لیتر حلال آبی (density=1g/mL)

● تعداد مول:

$\frac{\text{weight of sample}}{\text{molecular weight}} = \text{number of moles ;}$

تعداد مول در حجم مورد نظر = حاصلضرب مولاریته در حجم مورد نظر

number of moles in the target volume = Molarity. Volume

● تعداد اکیوالنت مولی:

$\frac{\text{weight of sample}}{\text{equivalent weight}} = \frac{\text{weight of sample}}{\text{molecular weight} / n} = \text{number of equivalents in the target volume}$ $n.V = M.n.V =$

تعداد اکیوالنت مولی در حجم مورد نظر = حاصلضرب نرمالیه در حجم مورد نظر



- اکیوالنت وزنی (گرم):

$$\frac{\text{molecular weight}}{\text{number of functional reacting factor in the target reaction (n)}} = \text{equivalent weight}$$

number of functional reacting factor in reaction = تعداد جز موثر در واکنش بسته به نوع واکنش مورد نظر

n = مثلا در واکنش اسید- باز منظور از تعداد جز موثر معادل تعداد اجزا با قابلیت آناسازی H* یا جذب H*

- نرمالیتة (N): تعداد اکیوالنت مولی در یک لیتر محلول

$$\frac{\text{weight of sample}}{\text{equivalent weight}} = \frac{\text{weight of sample}}{\text{molecular weight / n}} \text{ in 1000 mL or 1 lit of solution} = N$$

- تهیه محلول رقیق از یک محلول غلیظ:

مقدار حجم لازم از محلول غلیظ ($V_{\text{غلیظ}}$) با مولاریته مشخص ($M_{\text{غلیظ}}$) برای تهیه یک حجم مشخص محلول رقیق ($V_{\text{رقیق}}$) با مولاریته مورد نظر (رقیق) (M)، بر اساس معادله زیر (و بر اساس برابری تعداد مول (تعداد میلی مول) در محلول غلیظ و محلول رقیق) به دست می آید.

$$M_{\text{غلیظ}} \cdot V_{\text{غلیظ}} = M_{\text{رقیق}} \cdot V_{\text{رقیق}}$$

بندیهی است که $V_{\text{غلیظ}}$ کوچکتر از $V_{\text{رقیق}}$ بوده: مقدار $V_{\text{غلیظ}}$ محاسبه شده با استفاده از حجم مناسب از یک حلال (معمولا آب مقطر) به حجم $V_{\text{رقیق}}$ رسانیده می شود.



محاسبه مولاریته برای یک محلول غلیظ یا درصد وزنی / وزنی (w/w):

- محاسبه نرمالیت و مولاریته محلول اسید کلریدریک (HCl) تجاری با دانسیته 1.19 g/mL و خلوص 37 درصد وزنی:

$$\text{Eq. wt (HCl)} = \frac{\text{mw}}{n} = \frac{36.5}{1} = 36.5$$

$$N = \frac{\text{purity percent (\%)} \times 10 \times d}{\text{E.q. wt}} = \frac{37 \times 10 \times 1.19}{36.5} = 12.06 \text{ N}$$

$$\text{E.q. wt} = 36.5$$

$$M = \frac{\text{purity percent (\%)} \times 10 \times d}{\text{m.wt}} = \frac{37 \times 10 \times 1.19}{36.5} = 12.06 \text{ M}$$

$$\text{m.wt} = 36.5$$

- محاسبه نرمالیت و مولاریته محلول اسید سولفوریک (H₂SO₄) تجاری با دانسیته 1.8 g/mL و خلوص 98 درصد وزنی:

$$\text{Eq. wt} = \frac{\text{mw}}{n} = \frac{98}{2} = 49$$

$$N = \frac{\text{purity percent (\%)} \times 10 \times d}{\text{E.q. wt}} = \frac{98 \times 10 \times 1.8}{49} = 36 \text{ N}$$

$$\text{E.q. wt} = 49$$

$$M = \frac{\text{purity percent (\%)} \times 10 \times d}{\text{m.wt}} = \frac{98 \times 10 \times 1.8}{98} = 18 \text{ M}$$

$$\text{m.wt} = 98$$



تهیه توسط دکتر سارا رسول امینی

نیمسال دوم ۱۴۰۲

به نام خدا

مروری بر فرمول های عمومی در محاسبات تعیین مقدار در شیمی تجزیه و آنالیز - اسید و باز

دانشکده داروسازی دانشگاه علوم پزشکی شیراز

- برای تهیه ۵۰۰ میلی لیتر اسید سولفوریک ۲ نرمال، چند میلی لیتر از اسید سولفوریک تجاری (۹۸٪) لازم می باشد؟

$$N_{\text{رفیق}} \times V_{\text{رفیق}} = N_{\text{علیظ}} \times V_{\text{علیظ}}$$

$$36 \times V_{\text{علیظ}} = 2 \times 500$$

$$V_{\text{علیظ}} = 111.12 \text{ mL}$$

$$M_{\text{رفیق}} \times V_{\text{رفیق}} = M_{\text{علیظ}} \times V_{\text{علیظ}}$$

$$18 \times V_{\text{علیظ}} = 1 \times 500$$

$$V_{\text{علیظ}} = 111.12 \text{ mL}$$

مقدار 111.12 میلی لیتر از اسید علیظ با آب مقطر به حجم ۵۰۰ میلی لیتر رسانیده شود.

- برای تهیه ۵۰۰ میلی لیتر اسید کلریدریک ۱ نرمال، چند میلی لیتر از اسید کلریدریک تجاری با دانسیته ۱/۱۹ g/mL و خلوص ۳۷ درصد وزنی لازم می باشد؟

$$M = \frac{\text{purity percent (\%)} \times 10 \times d}{\text{m.wt}} = \frac{37 \times 10 \times 1.19}{36.5} = 12.06 \text{ M}$$

$$N_{\text{رفیق}} \times V_{\text{رفیق}} = N_{\text{علیظ}} \times V_{\text{علیظ}}$$

$$12.06 \times V_{\text{علیظ}} = 1 \times 500$$

$$V_{\text{علیظ}} = 41.46 \text{ mL}$$

$$M_{\text{رفیق}} \times V_{\text{رفیق}} = M_{\text{علیظ}} \times V_{\text{علیظ}}$$

$$12.06 \times V_{\text{علیظ}} = 1 \times 500$$

$$V_{\text{علیظ}} = 41.46 \text{ mL}$$

مقدار 41.46 میلی لیتر از اسید علیظ با آب مقطر به حجم ۵۰۰ میلی لیتر رسانیده شود.



- محاسبه مولاریته برای یک محلول غلیظ با اطلاعات وزنی/ وزنی (w/w) یا درصد وزنی:

Weight (gram) of solute in 100 g solution: HCl 37%: 37 g HCl in 100 g solution:

Density of solution = gram of solute in 1 mL solution:

Hence:

There is d (density) gram of solute in 1 mL solution

- When the sample is **not** 100% pure:

There is d (density) gram of solute \times percent in 1 mL solution

Grams of solute (HCl) in 1000 mL solution = 1000 \times d (density) gram \times percent/100

$$= 10 \times d \text{ (density) gram} \times \text{present percent}$$

Moles of solute (HCl) in 1000 mL solution

$$= (10 \times d \text{ (density) gram of solute (HCl)} \times \text{percent}) / \text{molecular weight}$$

$$= \text{Molarity} = M$$

$$\frac{10 \times \text{density} \times \text{present percent (w/w) in 1000 mL of solution}}{\text{molecular weight}} = M$$

- محاسبه نرمالیه برای یک محلول غلیظ با اطلاعات وزنی/ وزنی (w/w) یا درصد وزنی:

$$\frac{10 \times \text{density} \times \text{present percent} \left(\frac{w}{w}\right) \text{ in 1000 mL of solution}}{\text{equivalent weight}} = N$$

Calculation & Preparation of Solutions in Percent

- Describe the preparation of 500 mL of a solution which is:
 - a. 1 %(w/v) of I_2 in ethanol (C_2H_5OH).
 - b. 1 %(w/w) of I_2 in ethanol (C_2H_5OH).
 - c. 1 %(v/v) of ethanol (C_2H_5OH) in water.

To prepare Diluted solutions from Stock Solutions

- Describe the preparation of:

3 lit of 0.08 M H_2SO_4 from:

a. 4 M H_2SO_4

b. 13%(w/w) H_2SO_4

c. Concentrated H_2SO_4 (d=1.84 mg/ml; 95%)

Introduce Acid & Base

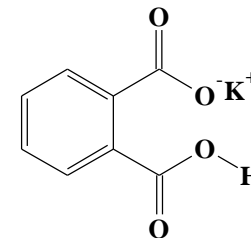
- According to Lewis:
 - ✓ can donate electron: base
 - ✓ can accept electron: acid

- According to Lowry-Bronsted:
 - ✓ can accept hydronium (H^+): base
 - ✓ can transfer or donate hydronium (H^+): acid

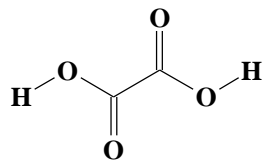
Primary Standards in Acid-Base Titration for Quantitative Analysis

- Acid as primary standard

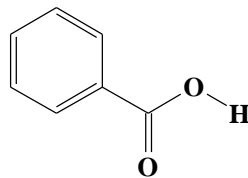
✓ KHP: potassium (K) Hydrogen Phthalate:



✓ oxalic acid:



✓ benzoic acid:



- Base as primary standard: ?

Components & Keywords in Quantitative Titrimetric Analysis

- Analyte
- Titrant
- Titration; titrimetry: direct; in-direct(back) titration
- Complete reaction between analyte & titrant

Analyte(acid/base)+titrant(base/acid) \longrightarrow products: salt + H₂O

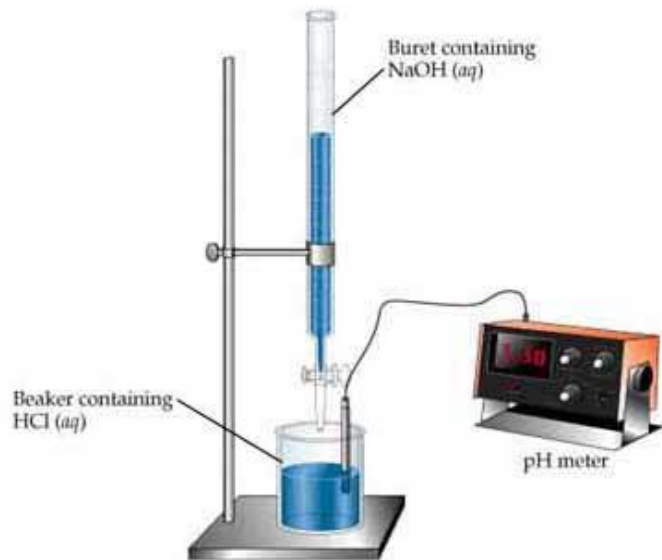
- Equivalent point: major change in relative concentration
- End point: signaled by an observable physical change near eq. point
Equivalence point \neq End point ?!
- Indicator
- Titration curve: plot of some function of the analyte or titrant concentration on y axis versus titrant volume on x axis.

General Types of Acid-Base Titration

- Using pH- meter
- Using pH- indicator

Acid Base Titration Using pH-Meter

- A pH-meter is used to monitor the change in pH as the acid-base titration progresses.
- In the titration of an acid (analyte) by a base (titrant):
 - ✓ the pH-meter measures pH of the acid solution in the beaker
 - ✓ as a solution of a base with a known concentration is added from the burette.



- فایل درسنامه درج شده برای تفسیر واکنش بین اسیدقوی- باز قوی و محاسبه pH برای مخلوط آبی اسید- باز در وب سایت دانشکده به آدرس صفحه زیر مطالعه شود.

<https://pharmacy.sums.ac.ir/%D9%85%D8%AA%D8%B1%DB%8C%D8%A7%D9%84-%D8%A2%D9%85%D9%88%D8%B2%D8%B4%DB%8C>

- در اسلایدهای بعدی به تصاویر از محتوای فایل مربوط اشاره می شود.



در این فایل به ترتیب ابتدا روش های محاسبه و تعیین pH در محلول آبی اسید و باز قوی) به صورت مستقل مرور می گردد.

سپس روش های محاسبه و تعیین pH در محلول آبی تیتراسیون اسید قوی یا باز قوی و بالعکس (باز قوی یا اسید قوی) به صورت جمع بندی مرور می شود.

این قسمت از محاسبات به صورت کاربردی برای محاسبه pH در مخلوط های آبی اسید و باز نیز به کار می آید. همچنین توجه داشته باشید که به صورت معکوس نیز از این روش محاسبه استفاده می شود: یعنی یا داشتن pH مقدار نسبی اسید و باز تشکیل دهنده قابل محاسبه است. همچنین توجه کنید برای مخلوط حاصل از هر مرحله از تیتراسیون می توان غلظت کاتیون و آنیون همراه که درگیر واکنش اسیدی یا بازی نمی شوند نیز محاسبه کرد.

دریاره هر یک از این محاسبات:

- ابتدا فرمول شیمیایی مستقل هر جز در محیط مورد بحث (معمولا محیط آبی)

- و سپس فرمول شیمیایی واکنش بین اجزا نوشته شود.

- پس از آن یا توجه به مفاهیم واکنش بین دو جز، فرمول محاسبه نسبت به موقعیت مورد سوال نوشته شود. توجه شود که اجزای شیمیایی همگی در واحد مولاریته (داخل علامت براکت [...]) معرفی می شوند.

- و در ادامه عددگذاری در فرمول انجام شود.

- در پایان جواب نهایی گزارش شده، تغییرات بین موقعیت های تیتراسیون مقایسه و استدلال شود.

یا طی کردن این مراحل آماده پاسخ به انواع پرسشها در آزمون از این مبحث خواهید بود.



➤ تعیین pH برای نمونه اسید قوی / باز قوی تکا ظرفیتی در آب:

ابتدا معادله شیمیایی رفتار ماده مورد نظر به صورت مستقل در محیط آب نوشته می شود.

سیس مقدار H^+ یا OH^- آزاد شده در محیط آبی (aqueous) از اسید یا باز قوی با احتساب صد درصد یونیزاسیون در قالب واکنش یک طرفه محاسبه می شود.

• اسید قوی یا فرمول عمومی HA:



$$[H^+] = [H_3O^+] = [A^-] = \text{molarity of acid}$$

$$pH = -\log[H^+]$$

• باز قوی یا فرمول عمومی B:



$$[OH^-] = [BH^+] = \text{molarity of base}$$

در محیط آب معادلات زیر همیشه برقرار است:

$$K_w = [H^+] \times [OH^-];$$

$$10^{-14} = 10^{-7} \times 10^{-7};$$

$$\text{hence: } [H^+] = [H_3O^+] = \frac{K_w}{[OH^-]}$$

$$pH = 14 - \log [OH^-]$$

Three Distinct Stages in Titration

- Pre-equivalence
- Equivalence
- Post-equivalence
- Acid-base reaction: neutralization:
Analyte(acid/base)+titrant(base/acid) \longrightarrow products: salt + H₂O



➤ تیتراسیون اسید قوی (آنالیت) با استفاده از باز قوی (تیترانت) در محیط آبی (aqueous):

روش محاسبه pH را در چهار موقعیت کلیدی تیتراسیون شامل:

۱- نقطه صفر (قبل از افزودن تیترانت)،

۲- نقاط قبل از اکیوالان،

۳- نقطه اکیوالان،

۴- نقاط بعد از اکیوالان بررسی نموده

و سپس حدود سرعت / شیب تغییرات pH (ΔpH) مقایسه و استدلالت می گردد.

• تیتراسیون اسید قوی تک ظرفیتی (HA) (غلظت M_A و حجم V_A) یا استفاده از باز قوی تک ظرفیتی (B) (غلظت M_B و حجم V_B):

اسید قوی در محیط آبی (در داخل ارلن) به عنوان آنالیت:



باز قوی در محیط آبی (در داخل بورت) به عنوان تیترانت استاندارد شده:





تهیه توسط دکتر سارا رسول امینی

نیمسال دوم ۱۴۰۲

به نام خدا

مروری بر روش محاسبات تعیین pH و تعیین مقدار اسید و باز در شیمی تجزیه و آنالیز- اسید / باز قوی تک ظرفیتی

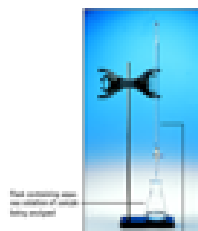
دانشکده داروسازی دانشگاه علوم پزشکی شیراز

واکنش اسید قوی یا باز قوی در محیط آبی در داخل ارلن در طول تیتراسیون:



$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14} = 10^{-7} \times 10^{-7} ; \quad [\text{H}^+] = [\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]} ; \quad \text{pH} = 14 - \log [\text{OH}^-]$$

➤ تعیین pH در زمان های مختلف در تیتراسیون اسید قوی (آنالیت) یا استفاده از باز قوی (تیترانت):



۱- نقطه صفر (قبل از افزودن تیترانت):

روش محاسبه pH در نقطه صفر تیتراسیون (قبل از افزودن تیترانت) بر اساس تعیین pH برای یک اسید قوی در محیط آبی مطابق توضیحات

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log M_a$$

قبل و یا فرمول رو برو می باشد:



۲- نقاط قبل از اکیوالان:

در صورتیکه از حدود مولاریته آنالیت اطلاع داشته باشیم حدود حجم لازم از تیترانت برای رسیدن به نقطه اکی والانت (V_{eq}) قابل تخمین است؛ پس می توان حدود حجم های قبل از اکی والانت را نیز پیش بینی نمود.

در شرایطی که محتویات ارلن به صورت یکنواخت در حال هم خوردن هست، هر قطره تیترانت (محلول آبی باز استاندارد شده) که از داخل بورت به محلول آنالیت (محلول آبی اسید) در ارلن اضافه می شود، به اندازه تعداد مول ($M_a V_a$) از آنیون هیدروکسید (OH^-) که در خود دارد با مقدار هم اکی والانت (هم سنگ) خود از H^+ در محلول آبی اسید در ارلن واکنش کامل (complete reaction) داده، با توجه به ضرایب واکنش با همان تعداد مول آب و نمک یونیزه $Na^+_{aq} Cl^-_{aq}$ در محیط آبی در داخل ارلن تولید می کند. به این ترتیب در نقاط قبل از اکی والانت همواره از تعداد مول های اولیه اسید ($M_a V_a$) در داخل ارلن به اندازه تعداد مول های باز اضافه شده ($M_b V_b$) در مراحل تیتراسیون کاسته می شود؛ پس تعداد مول های اسید باقیمانده در نقاط قبل از اکی والانت همواره از تفاضل ($M_a V_a - M_b V_b$) محاسبه می شود. عدد pH در تمامی نقاط قبل از اکی والانت وابسته به تعداد مول اسید یا H^+ حاصل از اسید قوی است که در داخل ارلن باقیمانده است؛ که در این نوع تیتراسیون همواره صعودی و همواره در محدوده کمتر از ۷ (در محدوده اسیدی) می باشد.

بدیهی است در ابتدای شروع تیتراسیون قطرات اولیه از تیترانت (باز) تغییر قابل توجهی در pH ایجاد نمی کند. در تیتراسیون اسید قوی، تغییرات صعودی pH (ΔpH) در موقعیت های اولیه بعد از نقطه صفر بسیار کم است و به تدریج در نقاط انتهایی قبل از نقطه اکی والانت کمی بزرگتر می شود.



۳- نقطه اکیوالان:

نقطه اکیوالان، همان نقطه برابری تعداد اکیوالانت مولی تیترانت و آنالیت، در موارد تیتراسیون اسید و باز شامل زمان حذف کامل اسید(یا کاتیون هیدرونیوم (H_3O^+) یا H^+) در داخل ارلن می باشد. به این ترتیب در این موقعیت ارلن دارای آب و نمک می باشد. در موارد تیتراسیون اسید و باز قوی حد pH در این نقطه برابر با حد pH برای آب یعنی ۷ می باشد. همانطور که در قسمت قبل از اکیوالانت توضیح داده شد، تغییرات pH در حجم های کمی قبل از حجم اکیوالانت شدت گرفته، در نقطه اکیوالانت از محدوده اسیدی با شیب زیاد به ۷ می رسد. این منطقه در رسم منحنی تیتراسیون به صورت یک خط تقریباً عمود بر محور X (محور حجم تیترانت) نمایش می شود.

در اجرای عملی تیتراسیون در آزمایشگاه اعلام نقطه پایانی (end point) در تیتراسیون بسته به ابزار شناسایی نقطه اکیوالانت (دستگاه pH یا معرف pH) کمی پس از نقطه اکیوالانت اصلی (equivalent point) خواهد بود. این تفاوت همان خطای مطلق در اجرای آزمایشگاهی تیتراسیون می باشد.



۴- نقاط بعد از اکیوالان:

در شرایطی که محتویات ارلن به صورت یکتواخت در حال هم خوردن هست، در حجم های بعد از حجم نقطه اکیوالانت از هر قطره تیترانت (محلول آبی باز استاندارد شده) که از داخل بورت به محلول آبی در ارلن اضافه می شود، به اندازه تعداد مول ($M_b V_b$) موجود در قطره اضافه شده (بسته به خلطت و مولاریته باز به عنوان تیترانت) آنیون هیدروکسید (OH^-) به محتویات آبی ارلن وارد می سازد. به بیانی در اولین نقاط بعد از اکیوالانت، باز قوی به آب در ارلن اضافه می شود (کامپی اسید موجود اولیه با باز اضافه شده تولید آب و نمک نموده است)؛ پس می تواند با توجه به خلطت و قدرت بازی خود منجر منجر به تغییر قابل توجه در pH به سمت بازی شود.

در صورتیکه تیتراسیون با استفاده از دستگاه pH متر انجام شود، تغییرات صعودی pH به بالای ۷ در صفحه نمایش دستگاه قابل خوانش می باشد.

در صورتیکه تیتراسیون در حضور معرف pH انجام شود، اولین قطره بعد از اکیوالانت با معرف حساس به pH وارد واکنش اسید باز منجر به ایجاد تغییر رنگ در محلول آبی می شود.

در ادامه با افزودن قطره های بیشتر از باز در واقع باز به محلول باز در آب اضافه می شود؛ که با وابستگی به قدرت باز مورد استفاده و مولاریته آن به تدریج شیب تغییرات pH کند شده، ΔpH کوچکتر شده و منحنی تغییرات به سمت خط نسبتاً صاف یا plateau جهت می گیرد.

برای محاسبه pH در نقاط بعد از اکیوالانت نیاز است خلطت آنیون هیدروکسید (OH^-) وابسته به تعداد مول های باز اضافه شده ($M_b V_b$) به ارلن محاسبه شود. به این منظور حاصل تفاضل تعداد مول های باز اضافه شده ($M_b V_b$) از ابتدای تیتراسیون با تعداد مول های اسید

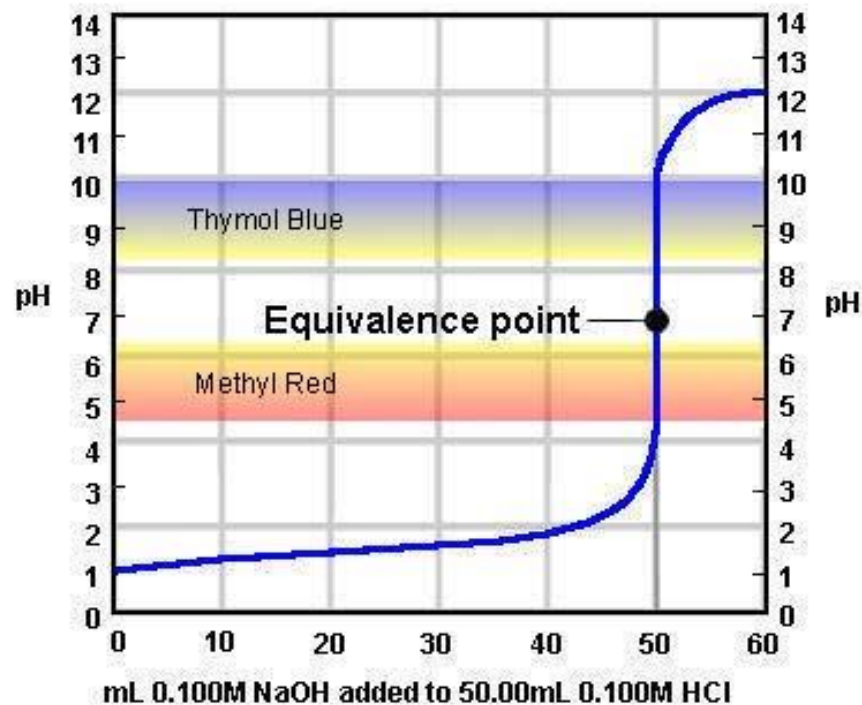
اولیه ($M_a V_a$) در ارلن ($M_b V_b - M_a V_a$) تعیین کننده جز موثر در pH یعنی OH^- می باشد. بدیهی است در این قسمت برای محاسبه pH که $\log[H^+]$ می باشد لازم است از رابطه ثابت تعادل آب (K_w) استفاده گردد. بزرگی حد pH، ΔpH و شیب تغییرات آن در تمامی نقاط بعد از

اکیوالانت وابسته به و خلطت، تعداد مول و قدرت بازی باز مورد استفاده به عنوان تیترانت می باشد؛ که در این نوع تیتراسیون همواره صعودی و همواره در محدوده بیشتر از ۷ (در محدوده بازی) می باشد.

Table for Calculation of pH Change During Titration of Strong Monovalent Acid with Strong Base

	V total = $V_a + V_b$	Mmole of analyte	[Analyte] in mixture	Mmole of titrant	[Titrant] in mixture	$[H^+] = [H_3O^+]$	$[OH^-]$	pH
$V_{titrant} = 0$	$V_{analyte}$	$M_a V_a$	M_a	0	0	$M_a = ?$	$10^{-14}/M_a$	$-\log M_a$
$V_{titrant} < V_{eq}$	$V_a + V_b$	$(M_a V_a - M_b V_b)$	$\frac{M_a V_a - M_b V_b}{V_a + V_b}$	$M_b V_b$: consumed Hence: = 0	$\frac{M_b V_b}{V_a + V_b}$: consumed Hence: = 0	$\frac{M_a V_a - M_b V_b}{V_a + V_b}$	$\frac{K_w}{[H_3O^+]}$ = $10^{-14}/[H_3O^+]$	pH < 7 pH = ?
$V_{titrant} = V_{eq}$	$V_a + V_b$	$M_a V_a = M_b V_b$ $(M_a V_a - M_b V_b)$: consumed Hence: = 0	$\frac{M_a V_a - M_b V_b}{V_a + V_b}$: consumed Hence: = 0	$M_b V_b = M_a V_a$: consumed Hence: = 0	$\frac{M_b V_b}{V_a + V_b}$: consumed Hence: = 0	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$	$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ $\frac{K_w}{[H_3O^+]}$ = $10^{-14}/[H_3O^+]$	$-\log[H^+]$ = $-\log 10^{-7}$ = 7
$V_{titrant} > V_{eq}$	$V_a + V_b$	$M_a V_a < M_b V_b$: consumed Hence: = 0	$M_a V_a < M_b V_b$: consumed Hence: = 0	$(M_b V_b - M_a V_a)$	$\frac{M_b V_b - M_a V_a}{V_a + V_b}$	$\frac{K_w}{[OH^-]}$ = $10^{-14}/[OH^-]$	$\frac{M_b V_b - M_a V_a}{V_a + V_b}$	pH > 7 pH = $-\log[H^+]$

Titration of Strong Acid (HCl: 50 mL) with Strong Base (NaOH: 0.1M & 0.001M)



Volume of NaOH (ml)	pH when 50.0 ml of 0.05M HCl with 0.1 M NaOH	pH when 50.0 ml of 0.0005M HCl with 0.001 M NaOH
0.00	1.30	3.30
10.0	1.60	3.60
20.0	2.15	4.15
24.0	2.87	4.87
24.9	3.87	5.87
25.0	7.00	7.00
25.1	10.12	8.12
26.0	11.12	9.12
30.0	11.80	9.80