

STANDARD PRIMARI E SECONDARI

In quasi tutte le analisi quantitative, a parte l'eccezione dell'analisi gravimetrica, si ottiene la concentrazione della specie analita:

(1) per **confronto con un campione in cui tale specie è presente in quantità nota** (in concentrazione nota se si tratta di soluzione)

oppure

(2) per reazione **stechiometricamente definita** con un'altra sostanza in quantità nota.

In entrambi i casi si parla di **standard**.

Il punto di partenza in questo processo è quindi quello di disporre di un campione di sostanza con caratteristiche, come si dice, di “sostanza madre” o anche “standard primario”.

STANDARD PRIMARI E SECONDARI

● Standard primari o sostanze madri

- 1) Facile ottenimento e purificazione
- 2) Elevato grado di **purezza**; la % complessiva di impurezze deve essere inferiore all'errore che si considera trascurabile nell'analisi.
Un livello considerato molto spesso ottimale è $\pm 0.1\%$ (cioè purezza **NON inferiore al 99.9%**)
- 3) Composizione **stabile nel tempo** se la sostanza è esposta all'atmosfera di composizione normale.
Quindi sono da scartare ad es. tutte le sostanze igroscopiche o efflorescenti, i sali idrati con contenuto d'acqua incerto, sostanze ossidabili all'aria o alterabili dal CO_2
- 4) Come requisiti accessori sono apprezzabili **bassa tossicità**, basso costo, peso formula elevato, in modo da rendere ininfluente l'errore relativo di pesata a parità di numero di moli.

STANDARD PRIMARI E SECONDARI

- Standard secondari o sostanze semi-madri

Il loro esatto contenuto è stato determinato per confronto con una soluzione di uno standard primario (“**STANDARDIZZAZIONE**” – “SOLUZIONE STANDARD”)

Solo per sostanze per le quali è possibile parlare di STANDARD avrà significato effettuare una **pesata rigorosa** e solubilizzarle in un **volume esatto**

Es: sodio carbonato, calcio carbonato, acido ossalico biidrato, ftalato acido di potassio, ecc.

ALCALIMETRIA

Reattivi titolanti:

- Principalmente **NaOH, KOH e Ba(OH)₂**
- Soluzioni di NH₃ non sono appropriate:
 - Tendenza a perdere ammoniaca per evaporazione
 - Base debole

NaOH:

L'idrossido di sodio non è uno standard primario :

- fortemente igroscopico
- facilmente carbonatabile

Presenza di ioni carbonato nella soluzione di NaOH

Non modifica l'alcalinità totale ma può essere comunque causa di errore:

- Precipitazione di carbonati insolubili
- pH nella standardizzazione

Alcalimetria: effetto della carbonatazione

Il titolo di una soluzione di NaOH (esente da CO₂) è univocamente definito ([OH⁻]) e determinato (pH_{eq} = 7)

NaOH reagisce facilmente con la CO₂ dell'aria secondo le reazioni:

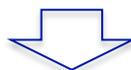


In presenza di CO₃²⁻ si ottiene un titolo diverso a seconda del pH di arresto nella titolazione

- A pH=9 si ha la cosiddetta alcalinità parziale (perché CO₃²⁻ è titolato solo fino ad HCO₃⁻):



- A pH=4 si ha invece l'alcalinità totale (CO₃²⁻ è titolato fino ad H₂CO₃):

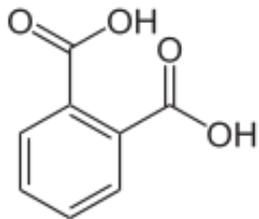


La dissoluzione di CO₂ in una soluzione di NaOH lascia invariata la sua alcalinità totale ma ne modifica quella parziale

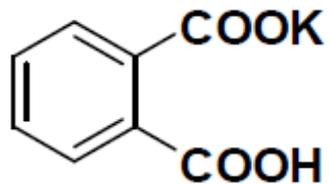
Alcalimetria:

Standardizzazione della soluzione di NaOH e idrossidi alcalini

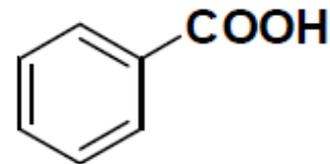
- Esistono diversi standard primari per la titolazione di NaOH
- I più utilizzati sono:
 - ftalato acido di potassio ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$) \rightarrow fenolftaleina/blu timolo
 - acido ossalico diidrato ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) \rightarrow fenolftaleina/blu timolo
 - acido benzoico ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$) \rightarrow fenolftaleina/blu timolo
 - iodato acido di potassio ($\text{KH}(\text{IO}_3)_2$) $\rightarrow 4.5 < \text{pH}_{\text{ind}} < 9$
 - solfato di idrazina ($((\text{N}_2\text{H}_4)\text{H}_2\text{SO}_4)$) $\rightarrow 4.5 < \text{pH}_{\text{ind}} < 9$



Acido ftalico
(1,2 benzendicarbossilico)



Ftalato acido di potassio



Acido benzoico

Standardizzazione soluzioni di IDROSSIDI ALCALINI (1)

Acido ossalico . 2H₂O. PM 126,065 PE = PM/2 = 63,03

Sostanza cristallina bianca non igroscopica e non efflorescente; si conserva in essiccatori in presenza di NaBr (deliquescente). Acido biprotico, indicatore fenolftaleina.

$$K_{a_1} = 5,6 \cdot 10^{-2}$$

$$K_{a_2} = 5,4 \cdot 10^{-5}$$

Ftalato Acido di Potassio.

PM 204,221

Sostanza incolore e inodore ad elevato grado di purezza e PE molto elevato; uno dei migliori standard che si possa usare. Viene titolato solo il secondo protone per cui è indicata la fenolftaleina.

$$K_{a_1} = 1,1 \cdot 10^{-3}$$

$$K_{a_2} = 3,9 \cdot 10^{-6}$$

Standardizzazione soluzioni di IDROSSIDI ALCALINI (2)

Acido Benzoico.

PM 122,121

Sostanza di colore bianco ad elevato grado di purezza ma poco solubile in acqua; per questo viene sciolto nella minima quantità di etanolo, previamente neutralizzato con lo stesso indicatore con cui viene effettuata la standardizzazione, generalmente la fenolftaleina.

$$K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$$

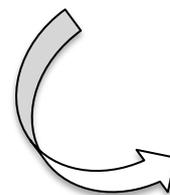
Standardizzazione delle soluzioni di IDROSSIDI ALCALINI: esempio pratico (1)

Standardizzazione soluz di NaOH 0,1N con acido ossalico biidrato $(\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Calcolare la quantità di acido ossalico biidrato (da pesare esattamente) che dovrebbe reagire con 25mL di NaOH 0,1N.

$$25\text{mL} \times 0,1 \times \text{PE}_{(\text{ac ossalico biidrato})} = 157,58\text{mg} = 0,1576\text{g}$$

$$(\text{PM } (\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 126.06 \text{ g/mol} \Rightarrow \text{PE } (\text{COOH})_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 63.03 \text{ g/mol})$$



Standardizzazione delle soluzioni di IDROSSIDI ALCALINI: esempio pratico (2)

Considerando sempre un intervallo di $\pm 20\%$ rispetto al valore teorico calcolato

$$0,1576 \left\{ \begin{array}{l} \times 0,8 = 0,1261 \text{ g} \\ \times 1,2 = 0,1891 \text{ g} \end{array} \right.$$

effettuare la pesata esatta, trasferire il solido nel matraccio da 100 mL, aggiungere poca acqua distillata/deionizzata/ultrapura lavando bene l'imbuto e le pareti.

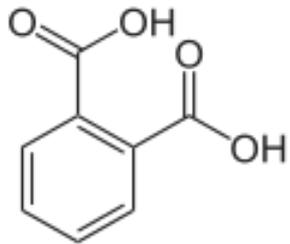
Solo quando il solido è completamente disciolto portare a volume e agitare fino a soluzione omogenea.

La titolazione di NaOH viene quindi eseguita prelevando esattamente con la pipetta 20.00 mL della soluzione così preparata, aggiungendo 3-4 gocce di fenolftaleina (almeno tre prelievi)

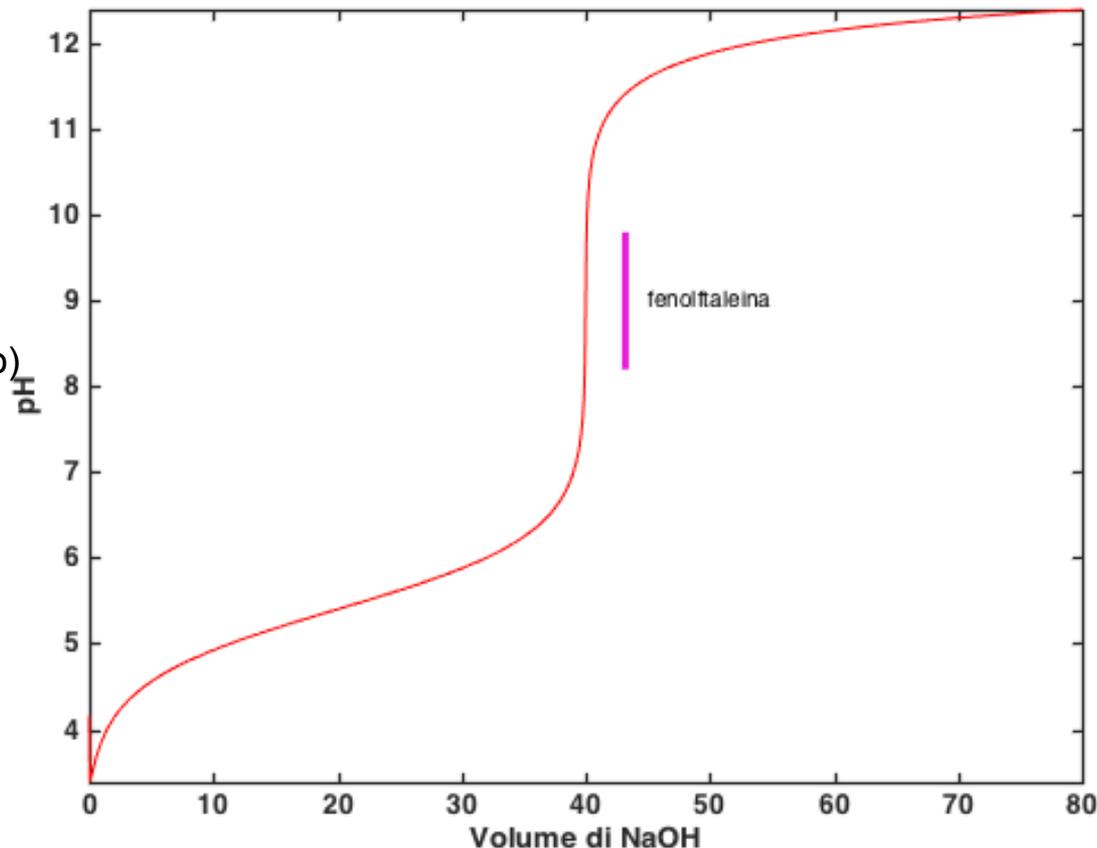
Alcalimetria:

standardizzazione della soluzione di NaOH con ftalato acido

- Vediamo a titolo d'esempio la curva di titolazione dello ftalato acido di potassio:
 - L'acido ftalico è un acido diprotico debole ($pK_{a,1} = 2.9$; $pK_{a,2} = 5.4$)

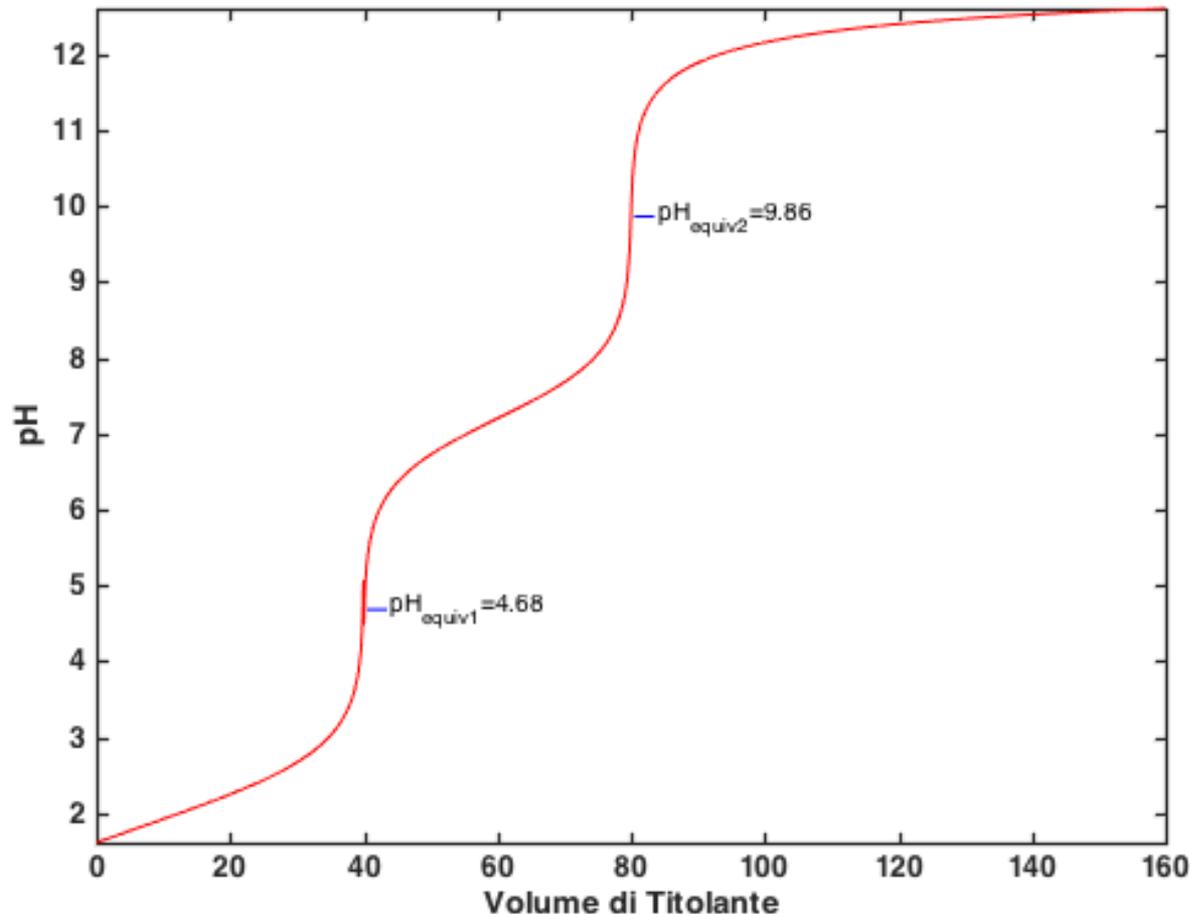


Acido ftalico
(1,2 benzendicarbossilico)



Alcalimetria: applicazioni

- Consente di determinare l'acidità totale o parziale (fino ad un pH prefissato) di un campione in analisi
 - Acido fosforico (triprotico debole: $pK_{a,1} = 2.1$; $pK_{a,2} = 7.2$; $pK_{a,3} = 12.0$)



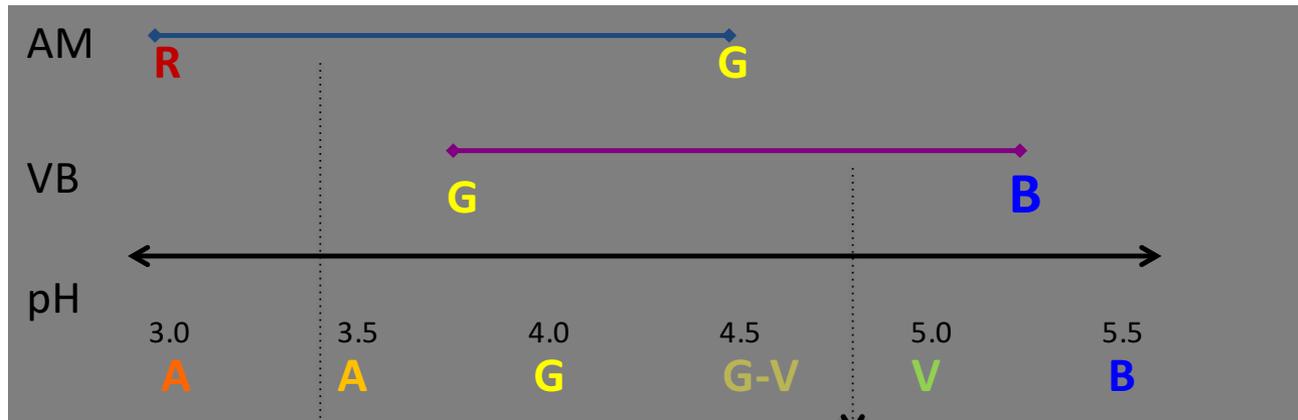
Acido fosforico: titolazione del primo protone

- La reazione considerata è:

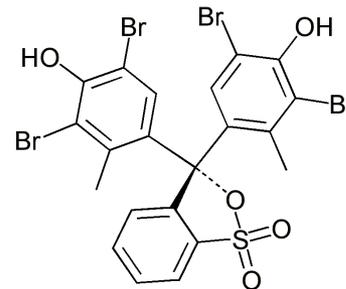
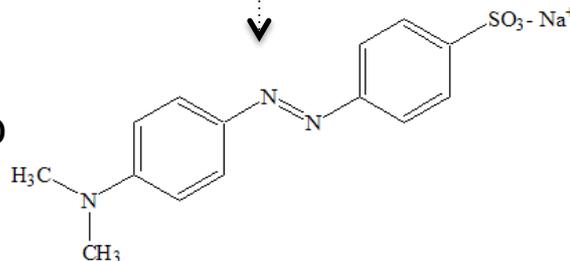


- Il punto teorico di equivalenza risulta $\text{pH}_{e1}=4.68$
- Si usa un indicatore misto

Indicatore misto: **arancio metile** + **verde di bromocresolo**



metilarancio



verde di bromocresolo

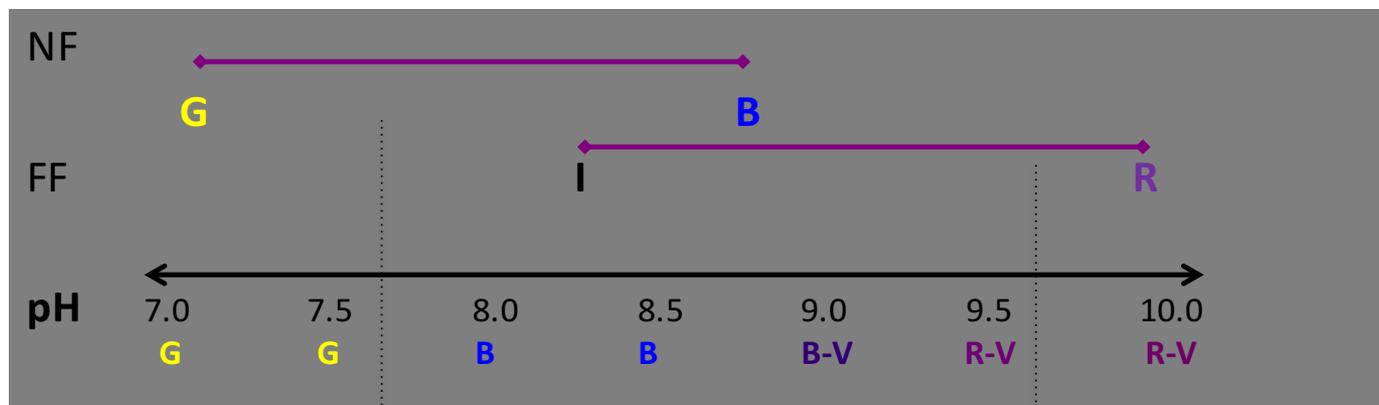
Acido fosforico: titolazione del secondo protone

- La reazione considerata è:

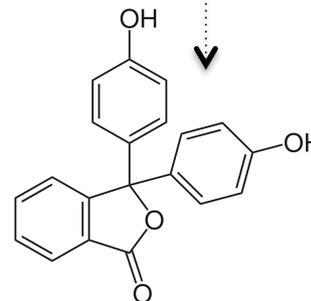
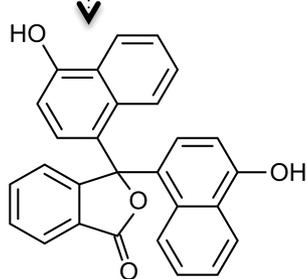


- Il punto teorico di equivalenza risulta $\text{pH}_{e1} = 9.86$
- Anche in questo caso, di solito si usa un indicatore misto (in laboratorio abbiamo usato solo il blu timolo)

Indicatore misto : **a-naftolftaleina** + **fenolftaleina**



α -naftolftaleina



fenolftaleina

Indicatori misti e schermati

- Per alcune applicazioni è importante avere una variazione netta di colore in un intervallo ristretto di pH
- Questo non è possibile con gli indicatori a disposizione (campo di viraggio entro 2 unità di pH)
- Questo risultato può essere ottenuto miscelando opportunamente due indicatori (**indicatori misti**):
 - I loro pH di viraggio devono essere vicini
 - I colori che si vanno a sovrapporre devono essere tra loro complementari
- Il viraggio di un indicatore può essere anche migliorato aggiungendo un colorante che sia complementare ad uno dei colori che esso assuma (**indicatori schermati**):
 - In questo caso, la somma del colore dell'indicatore e del suo complementare impartisce, al pH desiderato, una colorazione neutra (grigia).

ACIDIMETRIA

Reattivi titolanti:

- Principalmente HCl
- In caso i cloruri possano dare interferenza:
 - acido perclorico (HClO_4)

HCl:

L'acido cloridrico non è uno standard primario :

- Venduto commercialmente come soluzione concentrata (~37% m/m)

La preparazione di una soluzione a titolo noto di HCl richiede una procedura di standardizzazione sperimentale

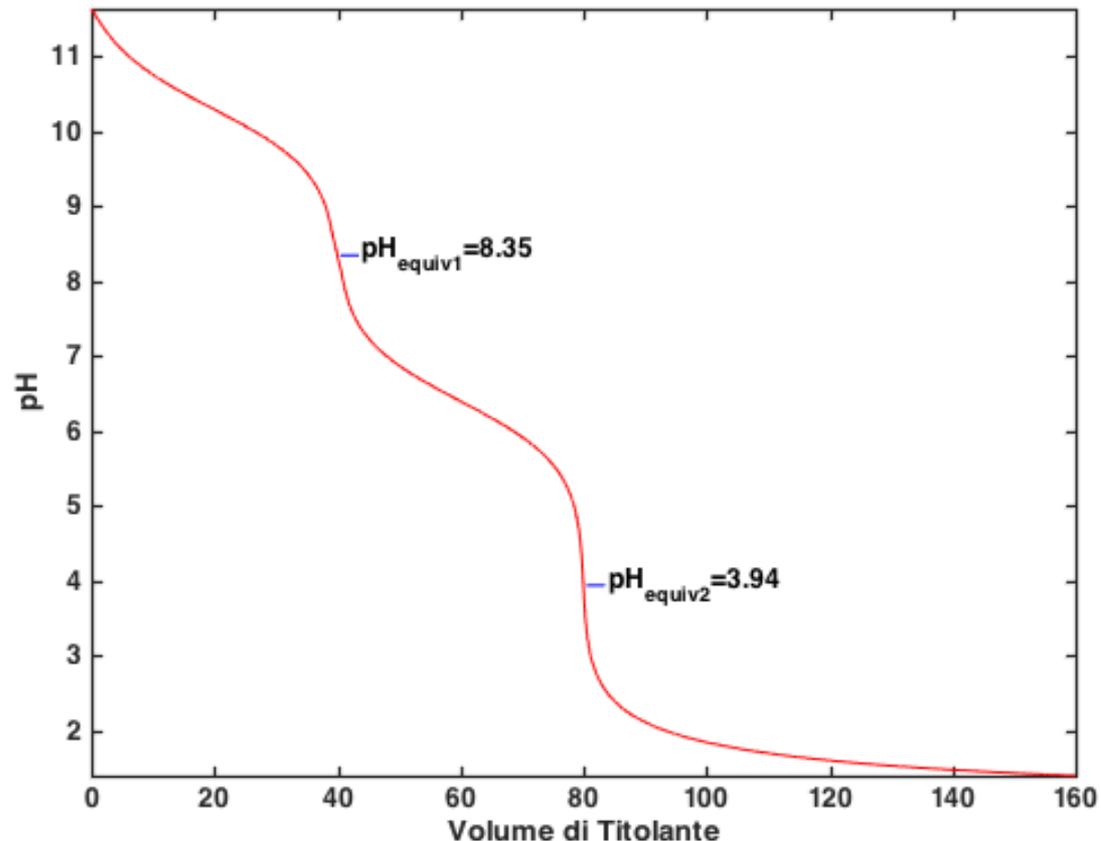
ACIDIMETRIA

- Esistono diversi standard primari per la titolazione di HCl
- I più utilizzati sono:
 - sodio carbonato anidro (Na_2CO_3) → rosso metile
 - potassio bicarbonato (KHCO_3) → rosso metile
 - tallio carbonato (Tl_2CO_3) → rosso metile
 - sodio tetraborato decaidrato ($\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) → rosso metile
 - mercurio ossido (HgO) → fenolftaleina

ACIDIMETRIA:

Standardizzazione di una soluzione di HCl

- Vediamo a titolo d'esempio la curva di titolazione del carbonato di sodio:
 - Il carbonato è la base coniugata dell'acido carbonico ($pK_{a,1} = 6.4$; $pK_{a,2} = 10.3$)



ACIDIMETRIA:

Standardizzazione di una soluzione di HCl

- I valori delle due costanti ($pK_{b,1}=3.7$; $pK_{b,2}=7.6$) indicano la possibilità di titolare il carbonato sia al primo che al secondo punto di equivalenza



$$pH_{eq1} = 8.3$$



Fenolftaleina
($pH_v = 10.2-8.2$)



$$pH_{eq2} = 3.9$$



Arancio metile
($pH_v = 4.5-3.0$)

Rosso metile
($pH_v = 6.2-4.2$)

In tutti i casi i viraggi sono lenti e, quindi, poco precisi

ACIDIMETRIA:

Standardizzazione di una soluzione di HCl

- La formazione delle soluzioni tampone ha come effetto la lenta variazione di pH nei pressi dei due punti di equivalenza
- Nel primo caso ($CO_3^{2-} \leftrightarrow HCO_3^-$) non si può fare nulla, mentre nel secondo ($HCO_3^- \leftrightarrow H_2CO_3$) si può intervenire per ridurre la capacità tamponante

Usando come indicatore il rosso metile ($pH_v=6.2-4.2$):

È apparentemente quello meno indicato per individuare con precisione ed accuratezza il punto di equivalenza nella titolazione ma arrestando temporaneamente la titolazione al suo viraggio (quasi) completo consente di intervenire per ridurre drasticamente la capacità tamponante della coppia HCO_3^-/H_2CO_3 e di completare poi la titolazione osservando un viraggio molto più rapido

Distruzione del tampone di pH (HCO_3^-/H_2CO_3)

Favorendo l'eliminazione della CO_2 formatasi fino a $pH = 4.2$ (circa) si provoca un rapido spostamento, verso destra, dell'equilibrio $HCO_3^- + H_3O^+ \rightleftharpoons H_2CO_3 + H_2O \rightleftharpoons 2H_2O + CO_2 \uparrow$ vengono "consumati" ioni H_3O^+ , il pH della soluzione aumenta (> 6) e l'indicatore (rosso metile) torna di colore giallo.

La quantità di HCO_3^- ancora da titolare sarà molto piccola e basteranno poche gocce di titolante per provocare il viraggio completo dell'indicatore

ACIDIMETRIA: applicazioni

- L'acidimetria permette di determinare l'alcalinità totale o parziale (fino ad un pH prefissato) di un campione in analisi.
- Alcuni esempi sono:
 - Dosaggio di miscele alcaline (OH^- e CO_3^{2-})
 - Determinazione della durezza temporanea dell'acqua (HCO_3^-)
 - Dosaggio dell'azoto ammoniacale (NH_4^+)

ACIDIMETRIA: dosaggio di miscele alcaline

- Per poter dosare i componenti di una miscela di idrossido e carbonato si possono utilizzare due approcci
- **Metodo di Winkler (due titolazioni distinte)**
 - Titolazione dell'alcalinità totale con viraggio al rosso metile (OH^- e CO_3^{2-})
 - Precipitazione del carbonato attraverso l'aggiunta di un leggero eccesso di BaCl_2 e titolazione della soluzione senza filtrazione al viraggio di blu timolo o fenolftaleina
- **Metodo di Warder (titolazione con due indicatori in successione)**
 - Titolazione di (OH^- e CO_3^{2-} fino a HCO_3^-) al viraggio di blu timolo o fenolftaleina
 - Per ovviare alla lentezza del viraggio, si può usare un indicatore misto (blu timolo e rosso cresolo 6:1)
 - Titolazione del secondo protone del carbonato con viraggio al rosso metile

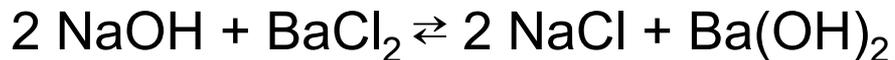
ACIDIMETRIA: metodo di Winkler

Il **metodo di Winkler** consiste nel determinare l'**alcalinità totale (idrossidi e carbonati)** mediante una titolazione con HCl a titolo noto, usando metilarancio.

Quindi, su un altro campione, si determinano i **solii idrossidi**, aggiungendo un eccesso di BaCl₂, il quale “maschera” il carbonato convertendo tutto il carbonato alcalino in carbonato di bario insolubile e perciò non titolabile.



mentre l'idrossido si trasforma in una equivalente quantità di idrossido di bario che è titolabile



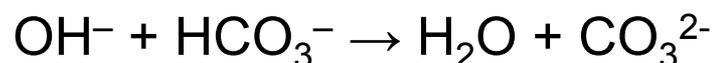
La **differenza fra le due titolazioni** rappresenterà il **carbonato**

ACIDIMETRIA: metodo di Warder

titolazioni in serie

Il metodo di Warder, con **titolazione in serie** (come il metodo con **titolazione in parallelo**, vedi dopo), è utilizzato per titolare miscele alcaline in cui possono essere presenti **idrossidi, carbonati e bicarbonati**.

Questi composti non possono coesistere tutti contemporaneamente, in quanto la reazione tra due eliminerà il terzo, infatti:



Le reazioni coinvolte sono le seguenti:



ACIDIMETRIA: metodo di Warder

titolazioni in serie

Si prende una quantità esattamente pesata di polvere in esame e si discioglie in acqua.

Si aggiunge indicatore **fenolftaleina**; se la soluzione assume un colore **violaceo**, significa che **sono presenti idrossidi OH^- e/o carbonati CO_3^{2-}** . In caso contrario essi non sono presenti, ma solo HCO_3^- .

Alla soluzione violetta aggiungiamo HCl finché la stessa non diventa **incolore**. A questo punto saranno consumati **“a” equivalenti di HCl** , che corrisponderanno agli equivalenti di OH^- e/o alla metà degli equivalenti di CO_3^{2-} .

Alla soluzione incolore aggiungiamo ora l'indicatore **metilarancio**, e proseguiamo la titolazione con HCl ; a viraggio dell'indicatore saranno consumati **“b” equivalenti di HCl** , corrispondenti agli equivalenti di HCO_3^- e/o alla metà degli equivalenti di CO_3^{2-} .

ACIDIMETRIA: metodo di Warder, titolazioni in serie

Con i valori ottenuti applichiamo delle relazioni che permetteranno di determinare quali sostanze siano presenti, ed in quale concentrazione (grazie agli **equivalenti**).

Se $a=0$ e $b \neq 0 \rightarrow$ presenti solo bicarbonati HCO_3^-

Se $a \neq 0$ e $b=0 \rightarrow$ presenti solo idrossidi OH^-

Se $a=b \rightarrow$ presenti solo carbonati CO_3^{2-}

Se $a > b \rightarrow$ presenti OH^- e CO_3^{2-}

Se $a < b \rightarrow$ presenti CO_3^{2-} e HCO_3^-

(“a” corrispondono agli equivalenti di OH^- e/o alla metà degli equivalenti di CO_3^{2-} “b” corrispondono agli equivalenti di HCO_3^- e/o alla metà degli equivalenti di CO_3^{2-})

ACIDIMETRIA: metodo delle titolazioni in parallelo

La differenza sostanziale tra la titolazione in serie e quella in parallelo è che in quest'ultima si usano due contenitori differenti, quindi due soluzioni separate.

Si pone una quantità pesata di solido in due contenitori, e si diluisce poi con acqua.

Ad un contenitore aggiungiamo un indicatore a viraggio acido (**metilarancio**), e titolando con HCl, al viraggio otteniamo il valore “**c**” **corrispondente agli equivalenti di tutte le specie basiche presenti nel solido**; analogamente a Warder potremmo scrivere: **$c=a+b$** .

Nell'altro contenitore aggiungiamo all'inizio **fenolftaleina**, per appurare, in caso di viraggio a colore viola, la presenza di OH^- e/o CO_3^{2-} , oppure la sola presenza di HCO_3^- in caso di mancata variazione di colore.

Successivamente titoliamo la soluzione violetta con HCl finché non diventa incolore; otteniamo “**a**” **corrispondente agli equivalenti di tutti gli OH^- e/o la metà degli CO_3^{2-}** .

ACIDIMETRIA: metodo delle titolazioni in parallelo

Come per Warder, applichiamo delle semplici relazioni tra i valori ottenuti:

Se $a=0$ e $c \neq 0 \rightarrow$ presenti solo HCO_3^-

Se $a=c \rightarrow$ presenti solo OH^-

Se $2a=c \rightarrow$ presenti solo CO_3^{2-}

Se $2a > c \rightarrow$ presenti OH^- e CO_3^{2-}

Se $2a < c \rightarrow$ presenti CO_3^{2-} e HCO_3^-

("a" corrisponde agli equivalenti di tutti gli OH^- e/o la metà degli CO_3^{2-} . "c" corrisponde agli equivalenti di tutte le specie basiche presenti nel solido;
 $c=a+b$

"b" corrisponde agli equivalenti di HCO_3^- e/o alla metà degli eq. di CO_3^{2-} ;))

ACIDIMETRIA:

determinazione durezza temporanea dell'acqua

- Per durezza (totale) si intende il contenuto di Ca^{2+} ed Mg^{2+} provenienti dalla presenza di sali solubili nell'acqua

Durezza

$$\begin{array}{ccccc} \text{temporanea} & + & \text{permanente} & = & \text{totale} \\ (\text{HCO}_3^-) & & (\text{SO}_4^{2-} + \text{Cl}^- + \text{NO}_3^-) & & (\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) \end{array}$$

- **Durezza temporanea**

- Può essere eliminata per ebollizione:



- L'analisi consiste nella titolazione dello ione HCO_3^- con soluzione standard di HCl (di opportuna conc.), usando come indicatore arancio metile (è necessario fare il bianco dell'indicatore)

ACIDIMETRIA:

determinazione dell'azoto ammoniacale

- L'azoto ammoniacale può essere determinato sia in maniera diretta che inversa
- **Metodo diretto:**
 - Lo ione ammonio viene trattato con un eccesso di base forte e l'ammoniaca che si forma viene distillata e raccolta su una soluzione di acido borico



- Lo ione borato ottenuto ($\text{pK}_b=4.77$) è titolato con HCl ($\text{pK}_{\text{eq}}=5$) utilizzando un indicatore schermata (rosso metile + blu di metilene)
- Si può procedere anche raccogliendo l'ammoniaca su un eccesso misurato di H_2SO_4 e retrotitolando con una soluzione standard di NaOH
- **Metodo indiretto:**
 - Lo ione ammonio viene trattato con un eccesso misurato di NaOH e, dopo completo allontanamento di NH_3 , l'eccesso di base viene titolato con HCl

ACIDIMETRIA: metodo di Kjeldahl

- Il metodo diretto può essere utilizzato per determinare molte sostanze organiche che contengono azoto (p.es. le proteine), pretrattando il campione per trasformare N organico in NH_4^+ (Metodo di Kjeldahl)
- Digestione acida con H_2SO_4 concentrato in presenza di HgO e K_2SO_4
 - K_2SO_4 o Na_2SO_4 permettono di elevare il punto di ebollizione della soluzione
 - Oltre HgO , altri catalizzatori possono essere Cu_2SO_4 , miscela selenica o perossido di idrogeno
- L'ammoniaca che si forma per alcalinizzazione della soluzione viene raccolta su un eccesso di acido che viene poi titolato.



ACIDIMETRIA: dosaggio dei nitrati

- Lo stesso principio può essere utilizzato per il dosaggio dei nitrati dopo preventiva riduzione ad ammoniaca per mezzo di vari riducenti:
 - Alluminio
 - Zinco
 - Lega di Devarda (50% Cu, 45% Al, 5% Zn)



- L'ammoniaca viene distillata su un eccesso di acido e si procede come descritto nel dosaggio dello ione ammonio
- Se presenti, i nitriti subiscono le stesse reazioni per cui, se si vuole un'analisi selettiva per i nitrati, è necessario allontanare preventivamente lo ione NO_2^-

Standardizzazione delle soluzioni di ACIDI FORTI

Si utilizza:

- **Sodio Carbonato** Na_2CO_3
- **Potassio Bicarbonato** KHCO_3
- **Borace** $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- **Ossido di Hg(II)** HgO
- **Soluzione standardizzata di NaOH (KOH)**

Standardizzazione delle soluzioni di ACIDI FORTI

Sodio carbonato. PM 105,99 PE = PM/2 = 52,99

Polvere cristallina di colore bianco di PE **non** molto elevato; base bivalente con $K_{b1}/K_{b2} > 10^4$, quindi due punti equivalenti. Nessuno dei due punti finali è ben netto a causa del sistema tampone carbonato-bicarbonato-acido carbonico; indicatore per il primo punto è la fenolftaleina mentre per il secondo è il metilarancio (o rosso di metile). Si può scaldare la soluzione ad ogni aggiunta di acido, oppure titolare fino a viraggio, poi riscaldare (il colore cambia nuovamente) e finire la titolazione.

Per non incorrere in errori di pesata, generalmente si preferisce preparare una soluzione a titolo noto in matraccio tarato e da questa prelevare delle aliquote.

$$K_{b1} = 2,1 \cdot 10^{-4}$$

$$K_{b2} = 2,2 \cdot 10^{-8}$$

Standardizzazione delle soluzioni di ACIDI FORTI

Carbonato acido di potassio. PM 100,12

Polvere cristallina di colore bianco; base monovalente, indicatore metilarancio. Anche in questo caso si seguono le stesse indicazioni date per il sodio carbonato.

Borace. PM 381,37 PE = PM/2 = 190,70

Polvere cristallina di colore bianco e di consistenza morbida. Alto PE. Deve essere conservato in recipienti chiusi altrimenti tende a perdere l'acqua di cristallizzazione (sfiorire).

In soluzione acquosa si dissocia dando luogo alla reazione:



In pratica si ha la seguente reazione (indicatore rosso di metile):

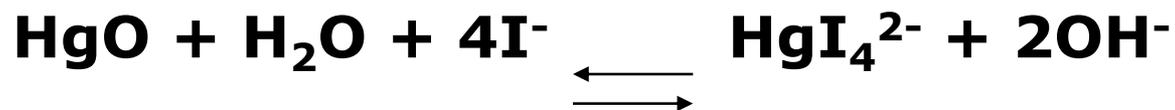


Standardizzazione delle soluzioni di ACIDI FORTI

Ossido Mercurico. PM 216,59 PE = PM/2 = 108,30

Polvere cristallina di colore rosso o amorfa di colore giallo. PE abbastanza elevato, ma data la tossicità è caduto in disuso. Si ottiene anidro e della purezza desiderata, non è igroscopico e non si altera nel tempo.

Il suo uso in aci-alcalimetria è legato alla reazione:



In pratica si ha la seguente reazione (qualsiasi indicatore nel range $4 < \text{pH} < 8$):



Standardizzazione soluz. di ACIDI FORTI: esempio pratico

Standardizzazione di una soluzione di HCl 0.1N con Na₂CO₃

Calcolare la quantità di sodio carbonato (da pesare esattamente) che dovrebbe reagire con 25 mL di HCl 0.1N

(PM Na₂CO₃ = 105.99 g/mol => PE Na₂CO₃ = 52.99 g/mol)

$$25\text{mL} \times 0,1 \times \text{PE}_{\text{(sodio carbonato)}} = 132,47\text{mg} = 0,1325\text{g}$$

Considerando sempre un intervallo di $\pm 20\%$ rispetto al valore teorico,

$$0,1325 \left\{ \begin{array}{l} \times 0,8 = 0,1060 \text{ g} \\ \times 1,2 = 0,1590 \text{ g} \end{array} \right. \quad \text{circa } 20\% \text{ di margine}$$

Solubilizzare il solido in 25 mL circa di acqua distillata, aggiungere 3-4 gocce di **metilarancio** e titolare con la soluzione di HCl (eseguire almeno tre titolazioni)