

# *Conoscere gli acidi e le basi*

- 1) *L'estratto del cavolo rosso come indicatore acido-base*
- 2) *Determinazione dell'acidità totale del latte*
- 3) *Determinazione dell'acidità totale del vino*

## **INTRODUZIONE:**

Gli **acidi** sono sostanze che possiedono alcune proprietà chimiche caratteristiche. Le **basi** sono altre sostanze che possiedono un insieme diverso di proprietà chimiche. In queste esperienze si osserveranno alcune di queste proprietà utilizzando sostanze di uso comune.

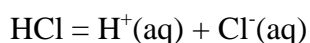
## **RICHIAMI DI TEORIA:**

### *Acidi e basi:*

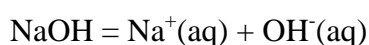
- **Acidi:**
  - sostanze dal sapore “acido”
  - provocano il viraggio al rosso del tornasole
  - reagiscono con metalli non nobili per liberare idrogeno ( $H_2$ )
  - neutralizzano le basi per dare i sali
- **Basi:**
  - sostanze dal sapore amaro (caustico)
  - provocano il viraggio all'azzurro del tornasole
  - saponose al tatto
  - neutralizzano gli acidi per dare sali

### **Acidi e basi secondo Arrhenius:**

- **Acidi:** si dissociano in acqua liberando ioni  $H^+$ .



- **Basi:** si dissociano in acqua liberando ioni  $OH^-$ .



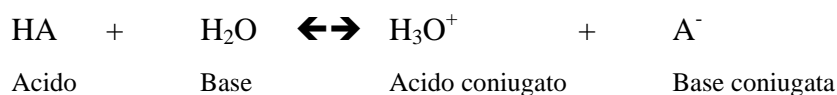
- Le soluzioni acide sono perciò caratterizzate da un eccesso di ioni  $H^+$ .
- Le soluzioni basiche sono caratterizzate da un eccesso di ioni  $OH^-$ .

- Nelle soluzioni neutre le concentrazioni dei due ioni sono uguali.
- Le reazioni di neutralizzazione sono reazioni fra  $H^+$  e  $OH^-$  per dare molecole di  $H_2O$ .
- Un acido o una base sono tanto più forti quanto più sono dissociati.

### Acidi e basi secondo la teoria di Bronsted-Lowry:

- questa teoria generalizza il concetto di acido e base estendendolo a tutti i solventi
- **Acido**: specie chimica che dona protoni
- **Base**: specie chimica che accetta protoni
- Reazione acido base: reazione di trasferimento di protoni.

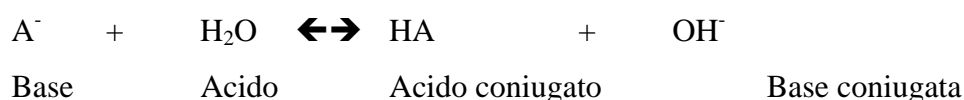
Quando un acido viene disciolto in acqua, questo si dissocia dando luogo alle seguenti specie ioniche:



La doppia freccia indica una situazione di equilibrio, cioè in soluzione sono contemporaneamente presenti molecole di acido indissociato (HA) e ioni  $H_3O^+$  ed  $A^-$ .

Si noti come in acqua non esiste il protone come tale ( $H^+$ ), questo reagisce immediatamente con una molecola di acqua generando lo ione idronio ( $H_3O^+$ ).

Quando una base viene disciolta in acqua si instaura il seguente equilibrio:

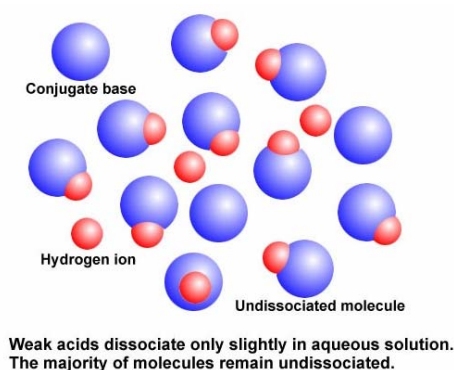


Nuovamente si ha una situazione di equilibrio, cioè in soluzione acquosa sono contemporaneamente presenti ioni di tipo  $A^-$  ed  $OH^-$  e molecole del tipo HA.

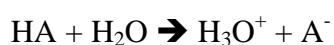
Acidi e basi di questo tipo si definiscono **deboli**.

- Sono esempi di acidi deboli: HF (acido fluoridrico),  $CH_3COOH$  (acido acetico), HCN (acido cianidrico).
- Sono esempi di basi deboli:  $NH_3$  (ammoniaca), ammine (composti organici di formula generale  $RNH_2$ ).

La situazione di una soluzione acquosa di un acido debole monoprotico può essere così rappresentata:



Al contrario, si definiscono **acidi forti** quegli acidi che in acqua sono completamente dissociati, per i quali è quindi possibile scrivere la seguente reazione:



In soluzione acquosa sono quindi presenti solo gli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  ed  $\text{A}^-$ .

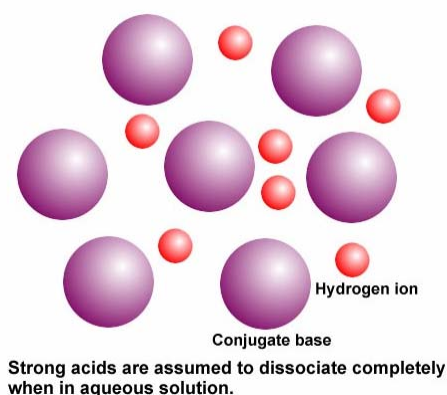
Si definiscono **basi forti** quelle basi che in acqua sono completamente dissociate, per le quali è quindi possibile scrivere la seguente reazione:



In soluzione acquosa sono quindi presenti solamente ioni  $\text{OH}^-$  e molecole HA.

- Sono esempi di acidi forti: HCl (acido cloridrico), HBr (acido bromidrico), HI (acido iodidrico),  $\text{HNO}_3$  (acido nitrico),  $\text{HClO}_4$  (acido perclorico).
- Sono esempi di basi forti: NaOH (idrossido di sodio), KOH (idrossido di potassio),  $\text{CH}_3\text{ONa}$  (metossido di sodio).

La situazione di una soluzione acquosa di un acido forte monoprotico può essere così rappresentata:



Si noti come l'acqua può comportarsi sia da base (in presenza di acidi più forti), che da acido (in presenza di basi più deboli). Sostanze come l'acqua che, a seconda dei casi, si comportano come basi o come acidi si chiamano *anfiprotiche*.

Per una reazione di dissociazione acida di un acido debole, si definisce costante di dissociazione acida  $K_a$  il seguente rapporto di prodotti di concentrazioni (le parentesi quadre rappresentano il numero di moli per litro di soluzione, cioè la **molarità M**):

$$K_a = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \quad \text{relativamente al seguente equilibrio:} \quad HA + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + A^-$$

maggiore è il valore della costante maggiore è la forza dell'acido.

Per una reazione di dissociazione basica si definisce costante di dissociazione basica  $K_b$  il seguente rapporto di prodotti di concentrazioni (esprese come molarità):

$$K_b = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \quad \text{relativamente al seguente equilibrio:} \quad A^- + H_2O \rightleftharpoons HA + OH^-$$

maggiore è il valore della costante maggiore è la forza della base.

Nelle espressioni delle K non compare la  $[H_2O]$ , in quanto la si considera costante.

Il prodotto tra  $K_a$  e  $K_b$  relativamente alla dissociazione di un acido e quella della sua base coniugata è una costante:

$$K_a \times K_b = \frac{[H_3O^+][A^-]}{[HA]} \times \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = [H_3O^+][OH^-] = K_w$$

$K_w$  si chiama prodotto ionico dell'acqua e rappresenta la costante di ionizzazione di  $H_2O$ :



Per la quale è possibile scrivere:

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

Da cui risulta che, a 25°C

$$[H_3O^+] = [OH^-] = (1.0 \times 10^{-14})^{1/2} = 10^{-7}.$$

Introduciamo l'operatore  $p = -\log_{10}$

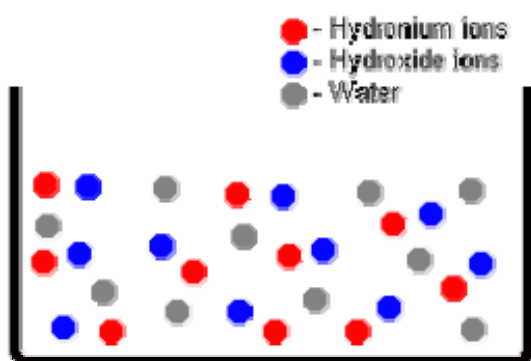
$$\text{Nell'acqua pura il } pH = -\log_{10}[H_3O^+] = -\log_{10} 10^{-7} = 7.$$

In una soluzione acida  $[H_3O^+] > 10^{-7}$  e il  $pH < 7$ .

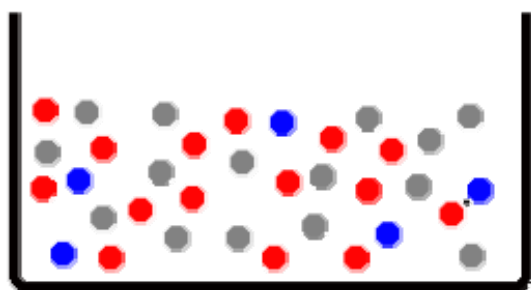
In una soluzione basica  $[H_3O^+] < 10^{-7}$  e il  $pH > 7$ .

La situazione può essere così schematizzata:

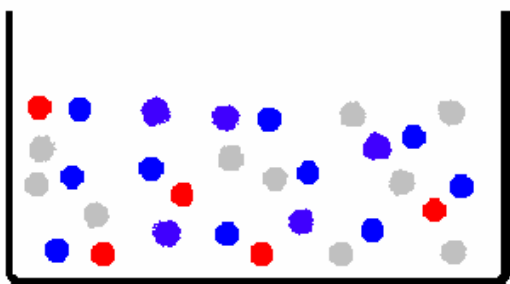
- $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$        $\text{pH} = 7$



- $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$        $\text{pH} < 7$



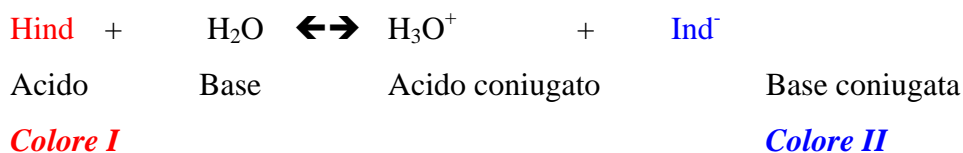
- $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$        $\text{pH} > 7$



Gli acidi del tipo **HA**, contenenti cioè un solo protone, vengono detti acidi *monoprotici*; gli acidi del tipo **H<sub>2</sub>A** vengono invece detti acidi *diprotici* ( $\text{H}_2\text{SO}_4$  acido solforico;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  acido solforoso;  $\text{H}_2\text{S}$  acido solfidrico;  $\text{H}_2\text{CO}_3$  acido carbonico); gli acidi con più di due protoni, del tipo **H<sub>n</sub>A** vengono detti acidi *poliprotici* ( $\text{H}_3\text{PO}_4$  acido ortofosforico).

**Gli indicatori acido base:**

Gli indicatori acido/base sono degli acidi deboli (o delle basi deboli) che presentano colorazione diversa a seconda che si trovino nella forma di acido (o base) o della loro base (o acido) coniugata; cioè a seconda che si trovino in ambiente acido o basico. Se con HInd si indica l'indicatore:



Scriviamo la costante di equilibrio:

$$K_{\text{Ind}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$$

Si assume che l'occhio umano sia in grado di percepire la differenza di colore tra HInd e Ind<sup>-</sup> quando la concentrazione di uno è 1/10 o 10 volte tanto quella dell'altro.

Ossia per:

$$\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} = 10, \text{ si percepisce la colorazione blu:}$$

$$K_{\text{Ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times 10 \text{ e passando ai } -\log_{10}:$$

$$\text{p}K_{\text{Ind}} = \text{pH} - 1$$

E per:

$$\frac{[\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]} = 0.1, \text{ si percepisce la colorazione rossa:}$$

$$K_{\text{Ind}} = [\text{H}_3\text{O}^+] \times 1/10 \text{ e passando ai } -\log_{10}:$$

$$\text{p}K_{\text{Ind}} = \text{pH} + 1$$

Ossia:  $\text{pH} = \text{p}K_{\text{Ind}} \pm 1$ . Cioè l'intervallo di viraggio è compreso tra due unità di pH.

### **Titolazioni acido base:**

Le soluzioni acide e le soluzioni basiche reagiscono fra loro per dare reazioni di salificazione. Se queste reazioni vengono condotte in maniera quantitativa l'esperienza prende il nome di titolazione. Titolare una soluzione significa determinarne la concentrazione. Titolo è sinonimo di concentrazione. La natura dell'equazione e la reazione che la rappresenta dipendono dalla forza sia dell'acido che della base.

### **Titolazione di un acido forte monoprotico (HA) con una base forte (NaOH):**

La reazione che avviene è la seguente:



Abbiamo visto che acidi e basi forti sono specie completamente dissociate in acqua.

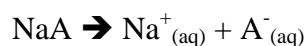
La reazione acido-base che si verifica coinvolge lo ione  $\text{H}^+$  proveniente dalla soluzione acida e lo ione  $\text{OH}^-$  proveniente da quella basica.

La reazione può quindi essere semplificata come:



e viene detta reazione di neutralizzazione.

Si definisce **punto di equivalenza** il punto in cui la quantità di base aggiunta corrisponde stechiometricamente alla quantità di acido presente. In queste condizioni in soluzione è presente solamente il sale NaA, che in acqua sarà completamente dissociato:



I pedici (aq) indicano che gli ioni sono solvatati, cioè circondati da molecole d'acqua. Lo ione  $\text{Na}^+$  è l'acido coniugato di una base forte e quindi sarà un acido debole; lo ione  $\text{A}^-$  è la base coniugata di un acido forte, quindi sarà una base debole. Né lo ione  $\text{Na}^+$  né lo ione  $\text{A}^-$  sono in grado di reagire con l'acqua, non danno cioè alcuna idrolisi, il pH della soluzione al punto di equivalenza sarà quello dell'acqua pura:  $\text{pH}=7$ .

Nel caso di una titolazione di un acido forte con una base forte la soluzione che si ottiene al punto di equivalenza è neutra ( $\text{pH}=7$ ).

### **Titolazione di un acido debole monoprotico (HA) con una base forte (NaOH):**

La reazione che avviene è la seguente:



Al punto di equivalenza in soluzione è presente solo il sale NaA in forma dissociata, cioè in soluzione saranno presenti ioni  $\text{Na}^+_{(\text{aq})}$  ed  $\text{A}^-_{(\text{aq})}$ . Abbiamo già visto che lo ione  $\text{Na}^+$  non è in grado di dare idrolisi, mentre ora lo ione  $\text{A}^-$  è la base coniugata di un acido debole, quindi sarà una base forte in grado di reagire con l'acqua secondo la reazione:



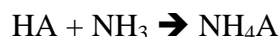
Il pedice (l) indica che l'acqua è liquida, come realmente accade in *condizioni normali* ( $T=25\text{ }^\circ\text{C}$ ,  $P = 1\text{ atm}$ ).

Osservando la reazione sopra scritta, si nota come l'idrolisi dello ione  $\text{A}^-$  provochi un aumento della concentrazione degli ioni  $\text{OH}^-$  (*idrolisi alcalina*), e conseguentemente un aumento del pH.

Nel caso di una titolazione di un acido debole con una base forte la soluzione che si ottiene al punto di equivalenza è alcalina ( $\text{pH}>7$ ).

**Titolazione di un acido forte monoprotico (HA) con una base debole (NH<sub>3</sub>):**

La reazione che avviene è la seguente:



Al punto di equivalenza è presente solamente il sale NH<sub>4</sub>A in forma dissociata, cioè in soluzione saranno presenti ioni NH<sub>4</sub><sup>+</sup><sub>(aq)</sub> (ione ammonio) e ioni A<sup>-</sup><sub>(aq)</sub>. Lo ione A<sup>-</sup> è la base coniugata di un acido forte, quindi sarà una base debole non in grado di reagire con l'acqua. Al contrario lo ione NH<sub>4</sub><sup>+</sup> è l'acido coniugato di una base debole, quindi è un acido forte in grado di reagire con l'acqua in base alla seguente reazione:

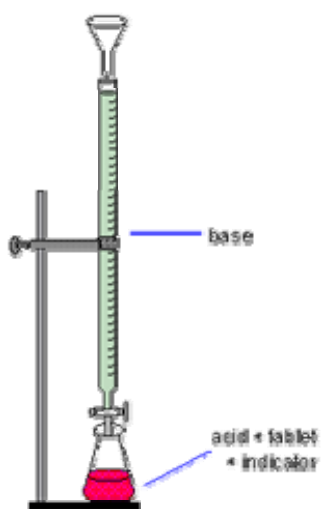


Il pedice (g) indica che l'ammoniaca in condizioni normali è un gas.

Osservando la reazione si nota come l'idrolisi dello ione ammonio provochi un aumento della concentrazione degli ioni H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> (*idrolisi acida*), e conseguentemente una diminuzione del pH.

Nel caso di una titolazione di un acido forte con una base debole la soluzione che si ottiene al punto di equivalenza è acida (pH<7).

Le titolazioni acido-base vengono normalmente effettuate utilizzando la **buretta**, cioè un



tubo di vetro graduato, munito all'estremità inferiore di un rubinetto (vedi figura a lato). Tale apparecchio consente di effettuare piccole aggiunte di soluzione titolante, della quale deve essere nota la concentrazione (soluzione standard), alla soluzione da titolare. La figura rappresenta la titolazione di una soluzione di acido (contenuto nella beuta) con una soluzione di base (contenuta nella buretta).

Se la soluzione da titolare contiene alcune gocce di indicatore acido-base, è possibile individuare il punto di equivalenza, cioè la fine della titolazione, una volta che

avviene il cambiamento di colorazione della soluzione (*punto di viraggio*). Al punto di equivalenza vale la seguente legge:

$$N(\text{base}) \times V(\text{base}) = N(\text{acido}) \times V(\text{acido})$$

dove **N** indica la **normalità** (equivalenti/l) e **V** indica il volume espresso in litri. Cioè gli equivalenti della base sono uguali a quelli dell'acido. In generale al punto di equivalenza gli equivalenti del titolante sono uguali agli equivalenti della sostanza da titolare.

Leggendo il volume di titolante aggiunto tramite buretta, conoscendo la N del titolante ed il V della soluzione da titolare, è quindi possibile determinare la N della soluzione di acido.



---

## GUIDA ALLE ESPERIENZE

### 1) *L'estratto del cavolo rosso come indicatore acido-base*

Come abbiamo visto, una delle proprietà degli acidi e delle basi è la capacità di far cambiare il colore di soluzioni contenenti un indicatore; alcuni estratti vegetali possono essere utilizzati come indicatori acido-base; tra questi vi è l'estratto del cavolo rosso.

*Materiali utilizzati:*

500 mg di cavolo rosso

acqua

frullatore da cucina

125 ml di aceto bianco

125 ml di ammoniaca di uso casalingo

#### **Ottenimento dell'estratto colorato:**

Introdurre in un frullatore da cucina 500 mg di cavolo rosso tagliato a pezzi. Aggiungere 250 ml di acqua e frullare accuratamente. Filtrare la poltiglia e recuperare il filtrato limpido di colore rosso.

#### **Comportamento in ambiente acido:**

Introdurre 125 ml di aceto bianco in un beaker. Aggiungere 5 ml dell'estratto e agitare la soluzione. La soluzione appare di colore rosso.

#### **Comportamento in ambiente basico:**

Introdurre 125 ml di ammoniaca di uso domestico in un beaker. Aggiungere 5 ml dell'estratto e agitare la soluzione. La soluzione appare di colore verde.

#### **SCOPO DELL'ESPERIENZA:**

L'estratto del cavolo rosso funge da indicatore di ambiente acido (aceto bianco) o basico (ammoniaca). Esso inoltre assume diversi colori a seconda del grado di acidità o basicità della soluzione. La scala approssimata di pH e i colori che l'estratto assume sono:

pH	2	4	6	8	10	12
colore	rosso	viola	violetto	blu	blu-verde	verde

Si può proseguire l'esperienza osservando la colorazione che l'estratto del cavolo rosso assume in soluzioni ottenute utilizzando altri liquidi praticamente incolori (succo di limone, bibita, latte) oppure in soluzioni ottenute sciogliendo in acqua sostanze solide o viscosse praticamente

incolori (bicarbonato di sodio, sale da cucina, zucchero, aspirina effervescente, shampoo, detergente liquido).

Sostanza	Colore	pH		Sostanza	Colore	pH

## 2) *Determinazione dell'acidità totale del latte*

### Definizione

L'acidità titolabile del latte fresco è dovuta prevalentemente alla caseina, al diossido di carbonio, all'acido citrico e all'albumina. La determinazione si esegue con una normale titolazione, usando soluzioni di KOH o di NaOH a titolo noto e fenolftaleina come indicatore.

L'acidità può essere espressa:

- in grammi di acido lattico /litro. I valori normali oscillano fra 1.0 e 2.2 g/l.
- in gradi Soxhlet-Henckel (°SH): rappresentano i millilitri di soluzione di KOH o di NaOH 0.25N (M) necessari per neutralizzare 100 ml di latte. I valori normali sono compresi fra 7 e 8 °SH.
- in gradi Dornic (°D): decigrammi di acido lattico/litro. Questo modo di esprimere l'acidità è molto usato nei caseifici.

Formule di conversione fra °SH e °D

$$^{\circ}\text{SH} = 4 \times ^{\circ}\text{D}/9 = 0.44 \times ^{\circ}\text{D}$$

$$^{\circ}\text{D} = 9 \times ^{\circ}\text{SH}/4 = 2.25 \times ^{\circ}\text{SH}$$

*Modo di operare:*

Versare in un bicchiere 50 ml di latte e 1 ml di fenolftaleina all'1%.

Titolare quindi con soluzione di NaOH 0.25N (M) mediante lenta sgocciolatura con buretta, fino alla comparsa di una colorazione rosa-tenue.

Numero °SH = Numero ml di NaOH 0.25 necessari per neutralizzare 100 ml di latte  
 $= 2 \times \text{numero ml di NaOH sgocciolati per 50 ml di latte.}$

## 3) *Determinazione dell'acidità totale del vino*

### Definizione

**L'acidità totale** del vino è la somma delle acidità titolabili allorchè si porta il valore del pH a 7 per addizione di una soluzione alcalina titolata.

Il diossido di carbonio non è compreso nell'acidità totale, come pure l'SO<sub>2</sub> libera o combinata, che deve essere titolata a parte se presente in elevata quantità.

**L'acidità volatile** è data dalla somma degli acidi organici volatili presenti nel vino ed è rappresentata soprattutto dall'acido acetico. La sua determinazione è importante perché la legge prescrive che essa non superi un decimo della gradazione alcolica, restando fisso per i vini a gradazione alcolica inferiore a 10° un valore massimo di 1g/litro.

*Metodo di determinazione:*

Titolazione con indicatore (blu di bromotimolo:  $C_{27}H_{28}Br_2O_5S$ )

*Modo di operare:*

1) Preparazione del campione:

Per eliminare la  $CO_2$ , porre in una beuta da vuoto 50 ml di vino; agitare e fare contemporaneamente il vuoto mediante la pompa ad acqua. L'agitazione deve durare 1-2 minuti.

2) Titolazione:

Introdurre successivamente in una beuta di vetro da 100 ml:

5 ml di vino (preparato come sopra),

25 ml di acqua distillata bollita,

1 ml di blu di bromotimolo (preparato secondo le norme)

Sgocciolare molto lentamente, mediante buretta, una soluzione di NaOH 0.05N (M) fino alla comparsa del colore blu-verde (verde scuro).

Leggere attentamente il volume di soluzione di NaOH sgocciolato.

$$N^{\circ} \text{ moli NaOH}_{\text{sgocciolate}} = V(l) \times M = \text{ml}/1000 \times 0.05 \Rightarrow \text{per 5 ml di vino}$$

Per convenzione l'acidità totale del vino viene espressa come g/litro di acido tartarico, che è un acido diprotico ( $HOOCCHOHCHOHCOOH$ ) e che quindi richiede, per la neutralizzazione completa di una mole, due moli di NaOH.

$$N^{\circ} \text{ moli NaOH}_{\text{sgocciolate}} = \text{ml}/1000 \times 0.05 \times 1000/5 \Rightarrow \text{per 1 litro di vino}$$

Numero di moli di acido tartarico = 1/2 Numero di moli di NaOH, quindi:

$$\text{Numero di moli di acido tartarico/litro} = 1/2 \times V(\text{ml}) \times 0.05 \times 1/5$$

$$\text{g di acido tartarico/litro} = 1/2 \times V(\text{ml}) \times 0.05 \times 1/5 \times 150$$

dove 150 = P.M.<sub>acido tartarico</sub>