

Le soluzioni tampone

Materiale occorrente:

- una bilancia tecnica;
- due matracci da 250 ml;
- una pipetta tarata con propipetta.

Reattivi:

- acido acetico;
- acetato di sodio;
- idrossido di ammonio e cloruro di ammonio;
- acqua distillata.

Pericoli:

- l'acido acetico glaciale è corrosivo, quindi bisogna manipolarlo sotto cappa, con guanti e maschera protettiva;
- la soluzione concentrata di idrossido di ammonio è corrosiva e irritante, quindi bisogna manipolarla sotto cappa, con guanti e maschera protettiva.

PRINCIPIO

Le soluzioni tampone sono formate da un acido o una base debole e un suo sale. Per esempio acetato di sodio (CH_3COONa) con concentrazione C_s con acido acetico (CH_3COOH) con concentrazione C_a . Queste soluzioni hanno il potere di mantenere costante il pH anche aggiungendo piccole quantità di acido o di base.

La concentrazione dell'acido acetico non dissociato (CH_3COOH) è uguale alla concentrazione iniziale dell'acido stesso ed è pari a C_a , per cui l'equazione di equilibrio diventa:

$$K_a = \frac{C_s \cdot [\text{H}^+]}{C_a}$$

Da cui si ottiene:

$$[\text{H}^+] = \frac{K_a \cdot C_a}{C_s}$$

Si può anche realizzare una soluzione tampone in ambiente basico utilizzando un idrossido debole come per esempio l'idrossido d'ammonio (NH_4OH) in presenza di un suo sale come il cloruro d'ammonio (NH_4Cl).

La concentrazione dell'idrossido d'ammonio non dissociato (NH_4OH) è uguale alla concentrazione iniziale della base stessa ed è pari a C_b , per cui l'equazione di equilibrio diventa:

$$K_b = \frac{C_s \cdot [\text{OH}^-]}{C_b}$$

Da cui si ottiene:

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_b \cdot C_b}{C_s}$$

METODICA (TAMPONE ACETICO)

Per preparare 250 millilitri di un tampone acetico con acido acetico (CH_3COOH) e acetato di sodio tri-idrato ($\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$) entrambi 1 M si devono calcolare le quantità di reagenti che si devono pesare.

La massa di acido acetico ($\text{MM} = 60,052 \text{ g/mol}$) glaciale puro da prelevare è data dalla relazione:

$$M_{ga} = M_a \cdot \text{MM}_a \cdot V_l = 1 \text{ mol/l} \cdot 60,052 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ l} = 15,01 \text{ g}$$

L'acido acetico glaciale è liquido, quindi la pesata viene effettuata sotto cappa in un matraccio da 250 millilitri, aggiungendo il liquido con una pipetta Pasteur (figura 1). La massa di acetato sodico tri-idrato ($\text{MM} = 136,08 \text{ g/mol}$) puro è data dalla relazione:

$$M_{gs} = M_a \cdot \text{MM}_a \cdot V_l = 1 \text{ mol/l} \cdot 136,08 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ l} = 34,02 \text{ g}$$

L'acetato di sodio è un solido bianco cristallino e viene pesato con una spatola nello stesso becher dove è presente l'acido acetico (figura 2).

Si aggiungono 50 ml di acqua distillata e si agita con una bacchetta di vetro fino a completa dissoluzione del sale.

Si travasa il liquido nel matraccio da 250 ml che contiene già l'acido acetico precedentemente prelevato. Il becher che conteneva la soluzione di acetato sodico viene lavato più volte con piccoli volumi di acqua distillata per essere sicuri di portare tutta la soluzione nel matraccio.

I liquidi di lavaggio si trasportano nel becher e si porta a volume fino alla tacca del matraccio (figura 3), si tappa il matraccio e si agita.

Attenzione: per evitare l'errore di parallasse allineare gli occhi alla tacca del matraccio abbassandosi col corpo, col matraccio fermo sul bancone del laboratorio. Per una migliore riuscita dell'operazione aggiungere le ultime aliquote di acqua distillata con il contagocce.

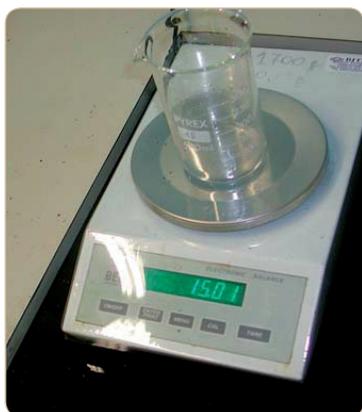


Figura 1
Pesata dell'acido acetico

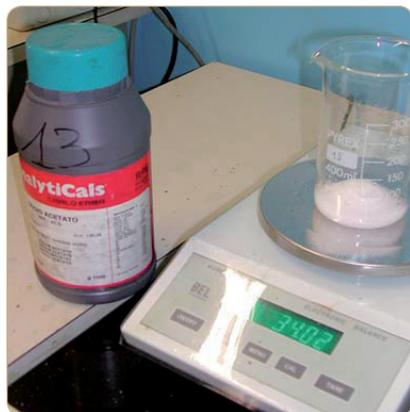


Figura 2
Pesata dell'acetato sodico



Figura 3
Si porta a volume la soluzione

Infine si misura il pH della soluzione con un piaccmetro calibrato e si confronta il dato sperimentale con quello teorico (figure 4 e 5).



Figura 4

Calibratura acida del piaccmetro



Figura 5

Misura del pH (molto vicina al valore teorico)

pH TEORICO

La concentrazione idrogenionica ($[H^+]$) di una soluzione tampone acetica dove sia l'acido (acetico) che il sale (acetato di sodio) hanno entrambi concentrazione 1 M si calcola con la seguente formula:

$$[H^+] = K_a \cdot C_a / C_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 1 \text{ M} / 1 \text{ M} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Per cui il pH sarà uguale a:

$$\text{pH} = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74$$

METODICA (TAMPONE AMMONICO)

Per preparare 250 millilitri di un tampone ammonico con idrossido di ammonio (NH_4OH) e cloruro di ammonio (NH_4Cl) entrambi 1 M si devono calcolare le quantità di reagenti che si devono pesare.

L'idrossido di ammonio ($MM = 60,052 \text{ g/mol}$) è una soluzione acquosa di ammoniaca con concentrazione 14,8 molare.

Quindi bisogna questa volta calcolare il volume dall'equazione della diluizione:

$$M_{\text{conc}} \cdot V_{\text{conc}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}}$$

La quantità incognita da determinare è il volume di soluzione di idrossido di ammonio concentrata (V_{conc}):

$$V_{\text{conc}} = M_{\text{dil}} \cdot V_{\text{dil}} / M_{\text{conc}} = 1 \text{ M} \cdot 250 \text{ ml} / 14,8 \text{ M} = 17 \text{ ml}$$

Quindi in un becher, sotto cappa, con una pipetta graduata si prelevano 17 ml di idrossido di ammonio (NH_4OH) concentrato (figura 7).

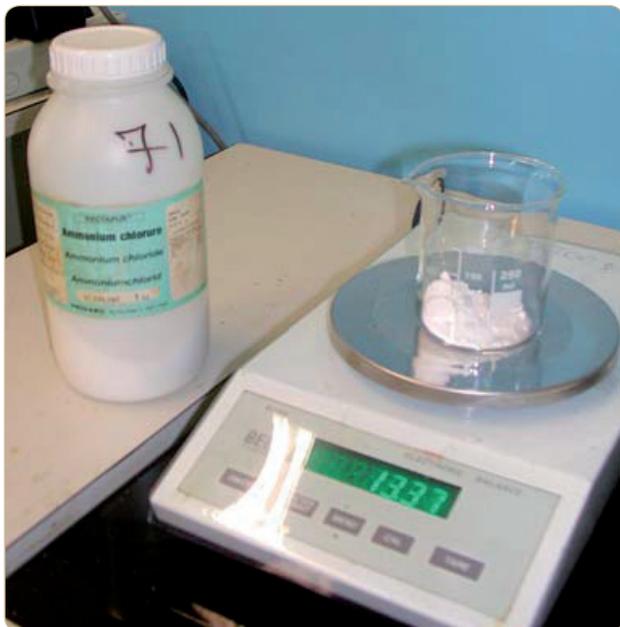


Figura 6
Pesata del cloruro ammonico



Figura 7
Prelievo dell'idrossido di ammonio

La massa di cloruro di ammonio ($\text{MM} = 53,491 \text{ g/mol}$) puro è data dalla relazione:

$$M_{\text{gs}} = M_s \cdot \text{MM}_s \cdot V_l = 1 \text{ mol/l} \cdot 53,491 \text{ g/mol} \cdot 0,25 \text{ l} = 13,49 \text{ g}$$



Figura 8
Si porta a volume la soluzione

Il cloruro di ammonio (figura 6) è un solido bianco cristallino e viene pesato con una spatola nello stesso becher dove è presente l'idrossido di ammonio. Si aggiungono 50 ml di acqua distillata e si agita con una bacchetta di vetro fino a completa dissoluzione del sale.

Si travasa il liquido in un matraccio da 250 ml e si lava più volte il becher con piccoli volumi di acqua distillata, per essere sicuri di portare tutta la soluzione nel matraccio.

I liquidi di lavaggio si trasportano nel becher e si porta a volume (figura 8) fino alla tacca del matraccio, si tappa il matraccio e si agita.

Attenzione: per evitare l'errore di parallasse allineare gli occhi alla tacca del matraccio abbassandosi col corpo, col matraccio fermo sul bancone del laboratorio. Per una migliore riuscita dell'operazione aggiungere le ultime aliquote di acqua distillata con il contagocce.

Infine si misura il pH della soluzione con un piaccametro calibrato e si confronta il dato sperimentale con quello teorico.

**Figura 9**

Calibratura neutra del piaccmetro

**Figura 10**

Misura del pH (molto vicina al valore teorico)

pH TEORICO

La concentrazione idrogenionica ($[H^+]$) di una soluzione tampone ammoniacale dove sia l'idrossido (ammoniacale) che il sale (cloruro di ammonio) hanno entrambi concentrazione 1 M si calcola con la seguente formula:

$$[OH^-] = K_b \cdot C_b / C_s = 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 1M / 1M = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

Per cui il pH sarà uguale a:

$$pH = 14 - (-\log 1,8 \cdot 10^{-5}) = 9,26$$