

NUOVI E VECCHI STRUMENTI
PER INDAGARE I FENOMENI IN NATURA
Il laboratorio tra tradizione e innovazione

Firenze, 22 – 23 aprile 2026

SEZIONE TESINE TRIENNIO

Menzione d'onore

Il pH e la sua misura

Studenti

Israelachvili Gioele - Paterlini Stefano - Gelsomino Andrea - Maderna Lucas - Gallotti Mattia

Classe 4 LSSA

Istituto di Istruzione Superiore

Liceo scientifico Collegio della Guastalla

Monza (MB)

Docente Coordinatore

Gaviraghi Cristina

Il lavoro indaga diversi metodi per misurare il pH, da quelli più antichi basati su indicatori naturali, al più moderno pHmetro. La tesina descrive correttamente sia aspetti teorici (cosa è il pH, cosa è il pHmetro) sia le procedure degli esperimenti eseguiti. Ampie le parti relative agli indicatori naturali, un po' affrettate, nelle conclusioni, le riflessioni sull'equilibrio chimico. Interessante, anche se non descritta in modo accurato, la costruzione di un pHmetro artigianale.

**Relazione ScienzAfirenze 2026: Nuovi e vecchi strumenti per indagare i fenomeni in natura
"Il laboratorio tra tradizione e innovazione"**

"Il pH e la sua misura"

Programmazione e progettazione:

La programmazione didattica della classe quarta liceo scientifico verte principalmente sull'insegnamento della chimica inorganica. È stato quindi immediato per gli studenti focalizzarsi su uno strumento utilizzato in questa disciplina per affrontare il tema dell'edizione 2026 di ScienzAfirenze. La scelta è caduta sui metodi per misurare il pH, da quelli più antichi basati su indicatori naturali e sulla loro evoluzione, al più moderno e tecnologico piaccametro. L'attività ha dato la possibilità agli studenti di affrontare e approfondire non solo la teoria degli equilibri acido-base, ma anche l'argomento dell'elettrochimica sui quali principi si basa il funzionamento del pHmetro. Dopo aver osservato il comportamento degli indicatori di pH, gli alunni si sono cimentati con la costruzione di uno strumento per la misurazione del pH che sfruttava un elettrodo sonda collegato alla piattaforma Arduino programmata per rivelare le misurazioni.

Esecuzione:

L'attività è stata svolta dagli studenti in parte nelle ore curricolari mattutine, per quanto riguarda la tematica degli equilibri acido-base, e in parte in alcune lezioni di approfondimento pomeridiane per quel che concerne la parte di elettrochimica e la programmazione di Arduino. Sono stati effettuati alcuni semplici esperimenti nel laboratorio di chimica per testare il comportamento dei vari indicatori: il succo ottenuto dalla bollitura del cavolo rosso come indicatore naturale, le cartine tornasole e alcuni indicatori commerciali come il metilarancio e la fenolftaleina. La parte di costruzione del pHmetro ha visto anche la collaborazione del docente di informatica che ha contribuito a delineare il progetto e a fornire le basi del linguaggio di programmazione necessario per impostare la piattaforma Arduino.

Difficoltà:

Gli studenti hanno dovuto correlare il principio di funzionamento del piaccametro con il linguaggio della piattaforma Arduino utilizzata come rivelatore del dato misurato. Durante lo svolgimento del progetto è stata riscontrata qualche difficoltà nella programmazione e nell'assemblaggio della piattaforma Arduino con cui gli studenti si cimentavano per la prima volta. Qualche problematica è sorta inoltre nel valutare il corretto funzionamento dell'elettrodo sonda, non sempre corretto e fonte di dati interpretabili.

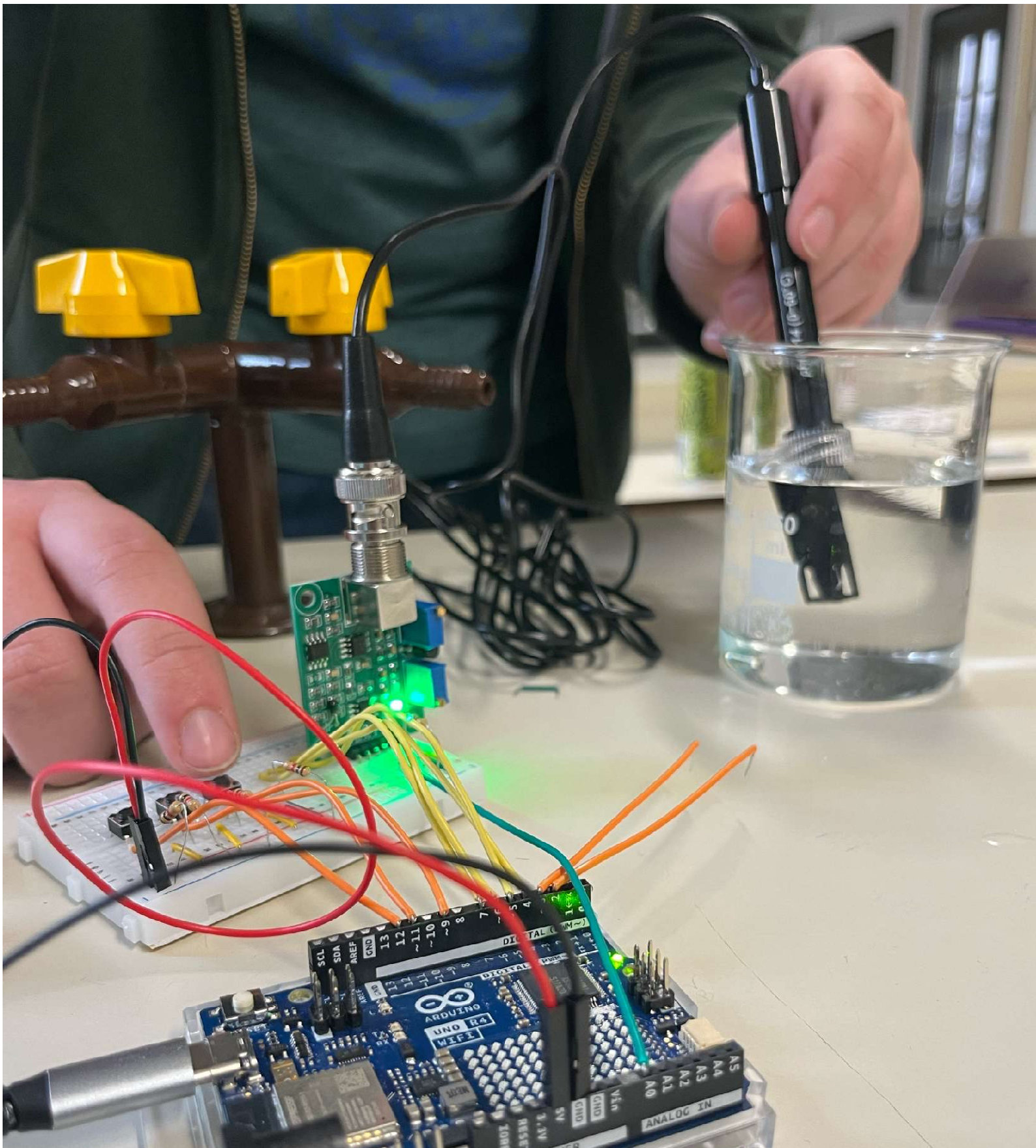
Osservazioni conclusive:

Il progetto a cui hanno partecipato gli studenti è stato una bella occasione per svolgere un'attività interdisciplinare che ha abbracciato i principi della chimica e le basi pratiche dell'informatica. Gli alunni hanno potuto sfruttare le loro conoscenze informatiche per uno scopo applicativo: la costruzione di uno strumento di misura. Le difficoltà di progettazione riscontrate hanno stimolato nei ragazzi il ricorso ad abilità di *problem solving* e di cooperazione per il raggiungimento di un obiettivo comune e il superamento degli ostacoli incontrati. Inoltre, gli studenti hanno potuto toccare con mano, seppur in modo semplice, come la tecnologia possa essere utilizzata per creare strumenti in grado di analizzare e comprendere la realtà.

ScienzAfirenze 2026

Nuovi e vecchi strumenti per indagare i fenomeni in natura

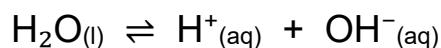
Il pH e la sua misura



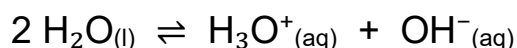
Introduzione

Il pH rappresenta una delle grandezze fisico-chimiche più importanti per descrivere le proprietà delle soluzioni acquose, poiché consente di quantificare in modo preciso il loro grado di acidità o basicità. Dal punto di vista teorico, esso è definito come il logaritmo negativo in base dieci della concentrazione degli ioni idrogeno (H^+), secondo la relazione: $pH = -\log_{10}[H^+]$. La scelta di una scala logaritmica (proposta da Sørensen nel 1909) permette di gestire concentrazioni di ioni H^+ che nelle soluzioni acquose possono variare su intervalli molto ampi, anche di diversi ordini di grandezza.

La scala del pH in ambiente acquoso si estende da 0 a 14. La scala e i campi di acidità e basicità sono legati al comportamento chimico dell'acqua. Infatti, l'acqua è un elettrolita debole che si autoionizza parzialmente secondo l'equilibrio:



In modo più rigoroso, il protone non esiste libero in soluzione ma viene trasferito ad un'altra molecola d'acqua formando lo ione idronio:



Per semplicità si continuerà a scrivere $H^+_{(aq)}$ intendendo in realtà $H_3O^+_{(aq)}$.

Applicando la legge dell'azione di massa all'equilibrio di autoionizzazione, e tenendo conto che l'attività dell'acqua pura è convenzionalmente uguale a 1, si ottiene la costante di equilibrio denominata prodotto ionico dell'acqua:

$$K^W = [H^+][OH^-]$$

A 25 °C (298 K), misure sperimentali di conduttività permettono di stimare K^W

$$K^W = 1,0 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$$

Utilizzando la definizione di pH e pOH

$$pH = -\log_{10} [H^+]$$

$$pOH = -\log_{10} [OH^-]$$

e applicando il logaritmo al prodotto ionico

$$K^W = [H^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$\log_{10}([H^+][OH^-]) = \log_{10}(10^{-14})$$

$$\log_{10}[H^+] + \log_{10}[OH^-] = -14$$

$$-\log_{10}[H^+] - \log_{10}[OH^-] = 14$$

$$pH + pOH = pK^W = 14 \quad (\text{a } 25 \text{ } ^\circ\text{C})$$

In acqua pura a 25 °C le concentrazioni di ioni H^+ e OH^- sono uguali. Per calcolarle:

$$[H^+] = [OH^-] = \sqrt{K^W} = \sqrt{(1,0 \times 10^{-14})} = 1,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$$

$$pH = -\log_{10}(10^{-7}) = 7$$

→ A 25 °C una soluzione è NEUTRA quando $pH = 7$

Poiché $pH + pOH = 14$, l'aumento di $[H^+]$ causa necessariamente la diminuzione di $[OH^-]$ e viceversa. Si definiscono pertanto tre regioni della scala del pH:

pH acidi ($pH < 7$)

Si aggiunge un acido alla soluzione: aumenta $[H^+] > 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$, di conseguenza $[OH^-] < 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ e quindi $pH < 7$. Quanto più basso è il pH, tanto più acida è la soluzione.

pH neutro ($pH = 7$)

$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$. La soluzione non è né acida né basica (es. acqua pura a 25 °C).

pH basici ($pH > 7$)

Si aggiunge una base alla soluzione: aumenta $[OH^-] > 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$, di conseguenza $[H^+] < 10^{-7} \text{ mol L}^{-1}$ e quindi $pH > 7$. Quanto più alto è il pH, tanto più basica è la soluzione.

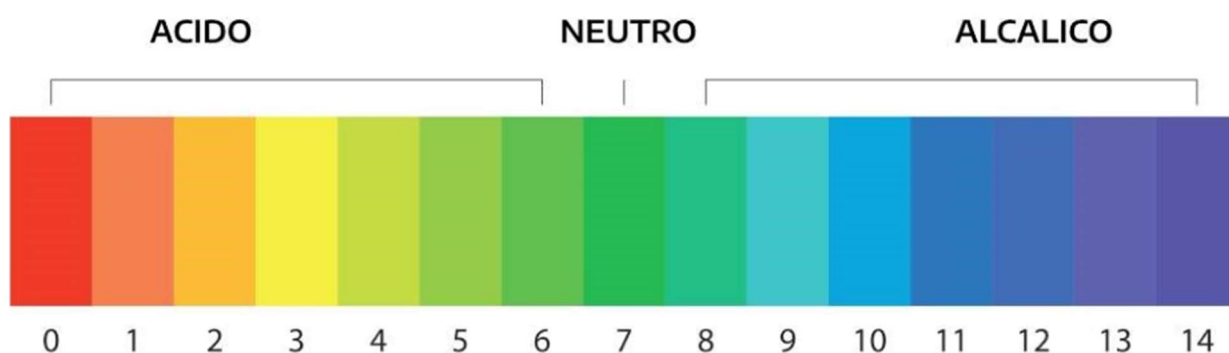


Figura 1: Scala valori del pH

La misura del pH riveste un ruolo fondamentale in numerosi ambiti. In chimica e biologia consente di controllare reazioni e processi enzimatici, spesso sensibili anche a lievi variazioni di acidità; in campo ambientale permette di valutare la qualità delle acque e dei suoli; in ambito industriale è essenziale per garantire la sicurezza e l'efficacia di prodotti alimentari, farmaceutici e cosmetici.

La misurazione del pH può essere effettuata attraverso diversi metodi. I più semplici si basano sull'impiego di indicatori, sostanze spesso di origine vegetale che prendono il nome di alocromici, ovvero che hanno la proprietà di cambiare colore al variare dell'acidità di una soluzione (ad es. figura 2).

Con il tempo si sono affermati strumenti più pratici ed efficaci, come le cartine indicatrici. Immerse nella soluzione, esse assumono una determinata colorazione che, confrontata con una scala di riferimento, permette di stimare il pH in modo più preciso. Si tratta di metodi semplici e rapidi. Per ottenere delle misurazioni più accurate invece, è necessario utilizzare il pHmetro, uno strumento dotato di uno speciale elettrodo in vetro sensibile agli ioni idrogeno presenti nelle soluzioni che produce un segnale elettrico che viene interpretato secondo dei modelli elettrochimici e permette di visualizzare il risultato su un display. Questi strumenti, prima di essere utilizzati, vanno tarati immergendo l'elettrodo in apposite soluzioni tampone a pH.



Figura 2: Cartina indicatrice universale

Cenni Storici

Il concetto di pH fu introdotto nel 1909 dal chimico danese Søren Peter Lauritz Sørensen mentre lavorava presso il laboratorio Carlsberg a Copenaghen. Egli era impegnato nello studio dei processi biochimici legati alla fermentazione e al comportamento delle proteine e sentiva la necessità di disporre di un metodo semplice, affidabile e riproducibile per quantificare l'acidità delle soluzioni utilizzate negli esperimenti. Prima della sua introduzione, l'acidità veniva descritta in modo approssimativo o tramite metodi poco standardizzati, rendendo difficile il confronto tra i risultati ottenuti dai diversi ricercatori. Questo progresso contribuì in modo significativo allo sviluppo della chimica analitica, della biochimica e, successivamente, anche della medicina, della biologia e delle scienze ambientali. La sua importanza dimostra come un concetto nato da esigenze sperimentali all'inizio del Novecento sia diventato una conoscenza di base indispensabile nella scienza moderna e nella vita quotidiana.

pHmetro e modello elettrochimico

Il pHmetro è uno strumento utilizzato per determinare con alta precisione il valore di pH di una soluzione, basandosi sulla misurazione della differenza di potenziale tra gli elettrodi di una cella elettrochimica che comprende la soluzione di cui misurare il pH. È composto da un'unità centrale (per l'elaborazione e la visualizzazione dei dati) e da una sonda sensibile, che va immersa nella soluzione da analizzare. La sonda è formata da due parti essenziali: l'elettrodo di vetro, sensibilissimo all'attività degli ioni idrogeno, e l'elettrodo di riferimento con un potenziale stabile e costante. Quando vengono immersi entrambi nel campione, si genera una differenza di potenziale elettrico, che è legata alla concentrazione degli ioni H^+ , presenti nella soluzione.

Consideriamo una cella galvanica in configurazione di pila: in questo dispositivo una reazione chimica di ossidoriduzione trasforma energia chimica in energia elettrica.

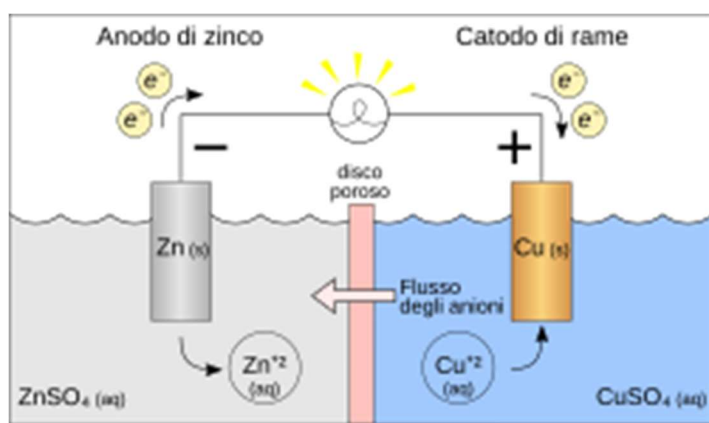


Figura 3: esempio di pila

Nell'esempio riportato nella figura 3, lo zinco metallico si ossida liberando elettroni e gli ioni rame, acquistando quegli elettroni, si riducono e si depositano come rame metallico sull'elettrodo. Separando fisicamente le due semireazioni, e collegando gli elettrodi con un filo conduttore, il moto degli elettroni costituisce una corrente elettrica.

La relazione tra energia chimica ed elettricità è espressa dall'equazione fondamentale dell'elettrochimica

$$\Delta G = -nF\Delta E,$$

in cui n corrisponde al numero di moli di elettroni trasferiti, F è la costante di Faraday, che corrisponde alla carica di una mole di elettroni, ΔE è il potenziale della cella. Il potenziale elettrico può essere utilizzato anche come una misura della spontaneità della reazione chimica, e dipende anche dalla temperatura e dalle concentrazioni delle sostanze coinvolte secondo l'equazione

$$\Delta G = \Delta G^\circ - RT \ln Q$$

dove Q è il rapporto tra le concentrazioni dei prodotti e dei reagenti), ΔG° è la variazione di energia libera di Gibbs in condizioni standard, R è la costante universale dei gas, T è la temperatura.

Utilizzando la relazione fondamentale dell'elettrochimica, segue infatti che:

$$\Delta E = \Delta E^\circ - (RT/nF) \ln Q$$

La cella elettrochimica di un pHmetro con elettrodo combinato (elettrodo a vetro + riferimento Ag/AgCl) è descritta dalla seguente notazione convenzionale IUPAC, dove il singolo trattino verticale indica un'interfaccia di fase, il doppio trattino indica una giunzione liquida e la doppia barra verticale indica la membrana di vetro:



| Semicella di riferimento | Semicella pH |

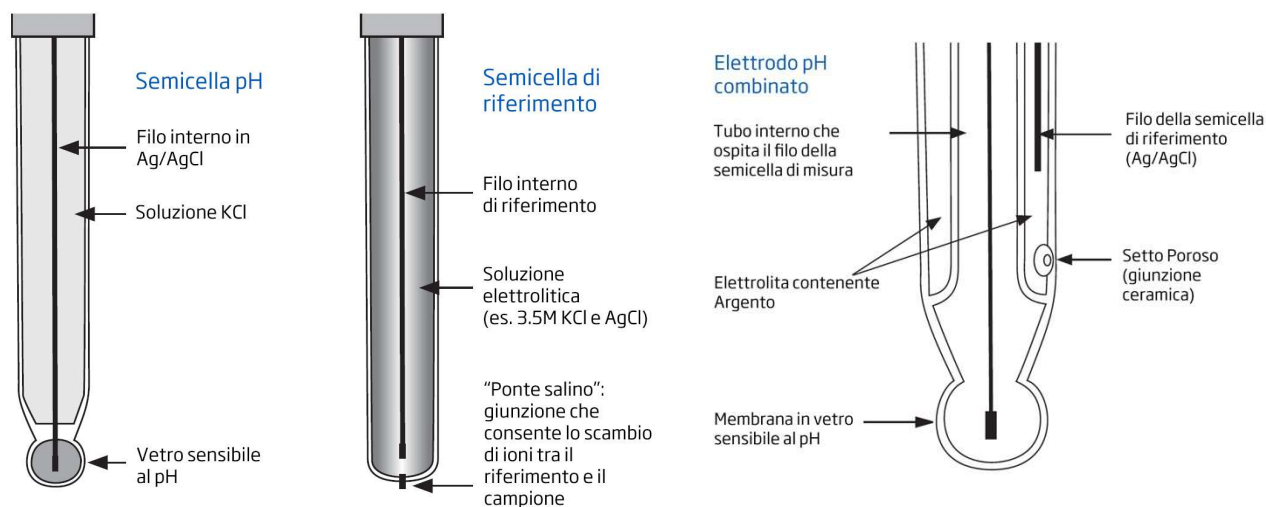


Figura 4: Elettrodi della cella. A sinistra, l'elettrodo a vetro per la misura del pH; al centro elettrodo di riferimento. A sinistra, un elettrodo combinato.

Se le soluzioni di KCl hanno concentrazione costante, il potenziale di questa cella (ΔE_{cella}) sarà costante, a meno del *potenziale di membrana*.

La membrana di vetro ($\approx 0,1$ mm di spessore) è composta da SiO_2 con ossidi modificatori (Na_2O , Li_2O). Sulle due superfici si formano strati idratati (gel) in cui gli ioni H^+ della soluzione si scambiano con gli ioni Na^+ del reticolo silicatico. Questo principio viene sfruttato nell'elettrodo a vetro: lo scambio selettivo di H^+ tra l'interno (con concentrazione costante di ioni H^+) e l'esterno (dove invece la concentrazione è incognita), genera una differenza di potenziale proporzionale al pH della soluzione incognita.

$$\Delta E_{\text{membrana}} = (RT/F) \cdot \ln([H^+]_{\text{incognita}}/[H^+]_{\text{interna}}) = K + (RT/F) \cdot \ln[H^+]_{\text{incognita}}$$

Complessivamente dunque abbiamo:

$$\Delta E_{\text{totale}} = \Delta E_{\text{cella}} + \Delta E_{\text{membrana}}$$

Poiché ΔE_{cella} è costante, il potenziale complessivo misurato dal pHmetro sarà esprimibile con:

$$\Delta E_{\text{totale}} = K' + (RT/F) \cdot \ln[H^+]_{\text{incognita}}$$

$$\Delta E_{\text{totale}} = K'' + (RT/F) \cdot \log[H^+]_{\text{incognita}}$$

$$\Delta E_{\text{totale}} = K'' - (RT/nF) \cdot \text{pH}_{\text{incognita}}$$

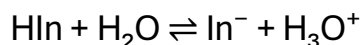
La taratura con soluzioni a concentrazione nota permette di determinare K'' e la pendenza di questa retta. Misurando la differenza di potenziale tra elettrodo a vetro e riferimento, il pHmetro è in grado così di calcolare e visualizzare il pH su display.

Parte Sperimentale 1: Indicatori qualitativi

L'esperimento aveva come obiettivo la misurazione del pH di diverse soluzioni acide e basiche, distinguendo tra sostanze forti e deboli, e osservando il loro comportamento tramite indicatori. In particolare, sono state analizzate quattro soluzioni acquose a concentrazione 0,1 M: acido cloridrico (HCl), idrossido di sodio (NaOH), acido acetico (CH₃COOH) e ammoniaca (NH₃).

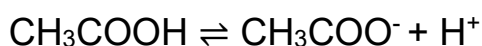
Per la rilevazione del pH sono stati utilizzati come indicatori il cavolo rosso bollito, che contiene antocianine capaci di cambiare colore in base all'acidità della soluzione e le cartine tornasole.

Dal punto di vista teorico, un indicatore è un acido debole che in soluzione acquosa si trova in equilibrio tra due forme di colore diverso:

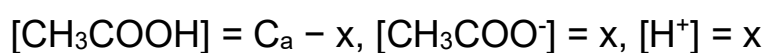


La forma HIn (forma acida) presenta un colore in base al tipo di acido e all'ambiente in cui viene introdotta, mentre la forma In⁻ (forma basica) presenta un colore differente seguendo lo stesso procedimento. Il colore osservato dipende dal rapporto tra le due specie e quindi dal pH della soluzione.

- L'acido cloridrico è un acido forte e in soluzione acquosa si dissocia completamente secondo la reazione $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$. Essendo la concentrazione pari a 0,1 M, anche la concentrazione degli ioni H⁺ risulta 0,1 M. Applicando la definizione di pH si ottiene $\text{pH} = -\log(0,1) = 1$. Questo valore indica una soluzione fortemente acida.
- L'idrossido di sodio è una base forte e si dissocia completamente in Na⁺ e OH⁻. Anche in questo caso, con concentrazione 0,1 M, la concentrazione degli ioni OH⁻ è 0,1 M. Si calcola quindi $\text{pOH} = 1$ e, utilizzando la relazione $\text{pH} = 14 - \text{pOH}$, si ottiene $\text{pH} = 13$, valore tipico di una base forte.
- Diverso è il comportamento dell'acido acetico, che è un acido debole e non si dissocia completamente. La reazione di equilibrio è:

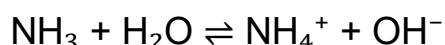


Per calcolare il pH si imposta una tabella delle concentrazioni iniziali ed all'equilibrio. Indicando con C_a la concentrazione iniziale e con x la quantità dissociata, si ottiene all'equilibrio:



La costante di dissociazione acida è $K_a = x^2 / (C_a - x)$. Poiché l'acido è debole, si considera x trascurabile rispetto a C_a , poiché la quantità di acqua è considerevole costante, possiamo approssimare $K_a \approx x^2 / C_a$, da cui $x = \sqrt{K_a \cdot C_a}$. Dai calcoli risulta una concentrazione di H^+ pari a circa $1,34 \times 10^{-3} \text{ M}$, che corrisponde a un pH di circa 3. Questo valore ci conferma che si tratta di un acido debole.

- L'ammoniaca è invece una base debole e reagisce con l'acqua secondo l'equilibrio:



Impostando una tabella analoga e indicando con C_b la concentrazione iniziale, si ottiene $K_b \approx x^2 / C_b$ e quindi $x = \sqrt{K_b \cdot C_b}$. La concentrazione di OH^- risulta circa $1,34 \times 10^{-3} \text{ M}$, da cui $pOH \approx 3$ e quindi $pH = 14 - 3 = 11$. Anche in questo caso il valore è coerente con una base debole.

Nella fase sperimentale sono state preparate le soluzioni sopra descritte e circa 7–8 ml di ciascuna soluzione è stata trasferita in provette separate. Successivamente è stato aggiunto l'indicatore naturale di cavolo rosso oppure sono state utilizzate cartine al tornasole per osservare la variazione di colore. Le soluzioni acide hanno assunto colorazioni tendenti al rosso o rosa, mentre quelle basiche hanno mostrato tonalità verdi o blu. I risultati osservati sono coerenti con i valori teorici di pH calcolati: circa 1 per HCl, 3 per CH_3COOH , 11 per NH_3 e 13 per NaOH.

In una seconda fase, sono stati impiegati metilarancio e fenoftaleina come indicatori, al fine di verificare gli intervalli di viraggio.

Applicando infatti la relazione $pH = pK_a + \log([In^-] / [HIn])$, si deduce che il viraggio avviene in un intervallo di circa $pK_a \pm 1$: sotto questo intervallo prevale la forma acida, sopra prevale la forma basica, mentre nella zona centrale si osserva una colorazione intermedia.

Ripetendo i saggi sulle medesime soluzioni a diverso pH, si è quindi osservato che:

- Nella soluzione acida l'indicatore metilarancio ha assunto un colore rosso
tre non si è osservato un viraggio cromatico con la fenolftaleina;
- Nella soluzione basica l'indicatore metilarancio ha assunto un colore arancione-giallo, mentre di colore fucsia con la fenolftaleina;

- Nella soluzione prossima alla neutralità si è osservata o una tonalità intermedia o nessun cambiamento evidente, a seconda dell'indicatore utilizzato.

Le osservazioni cromatiche sono state confrontate con l'intervallo di viraggio teorico dell'indicatore, verificando che il cambiamento di colore avviene effettivamente in un intervallo di pH e non in un punto preciso.

In conclusione, l'esperimento ha permesso di comprendere la differenza tra acidi e basi forti e deboli, evidenziando come la completa o parziale dissociazione influenzi il valore del pH. Inoltre, ha dimostrato l'utilità degli indicatori per la determinazione qualitativa dell'acidità o basicità di una soluzione, collegando in modo efficace teoria e osservazione sperimentale.

Inoltre, l'esperimento ha quindi permesso di collegare l'equilibrio chimico dell'indicatore con il concetto di pK_a e di comprendere sperimentalmente come gli indicatori possano essere utilizzati per riconoscere il carattere acido o basico di una soluzione.

Tuttavia, risulta evidente che con questi metodi è possibile solo una valutazione approssimativa del pH.

Parte sperimentale 2: Costruzione del pHmetro

Per la costruzione del pHmetro ci siamo muniti di un elettrodo combinato commerciale e di Arduino, una piattaforma hardware programmabile.

Per prima cosa abbiamo fatto un modello del nostro apparecchio con il software ThinkerCad di Adobe (Figura 5). Abbiamo poi sviluppato con linguaggio C un programma che utilizzi il processore di Arduino per registrare ed elaborare la differenza di potenziale della sonda combinata, di seguito riportato.

Codice programmazione:

```
#include <LiquidCrystal.h>

LiquidCrystal lcd(2, 3, 4, 5, 6, 7);

const int btnLeggi = 9;
const int btnTaratura = 11;
const int btnReset = 12;
const int pinLettura = A0;

void setup() {

  pinMode(btnLeggi, INPUT);
  pinMode(btnTaratura, INPUT);
  pinMode(btnReset, INPUT);
  pinMode(pinLettura, INPUT);

  lcd.begin(16, 2);
  lcd.print("Accensione");
  delay(1000);
  lcd.clear();
  mostraMenu();
}

void mostraMenu() {
  lcd.setCursor(0, 0);
  lcd.print("Premi pulsante 3");
  lcd.setCursor(0, 1);
  lcd.print("per misurare");
}

void loop() {
  // Pin 9: MISURA PH (Simulata)
  if (digitalRead(btnLeggi) == HIGH) {
    lcd.clear();
    lcd.print("Lettura in corso");
    delay(1000);

    // Da usare/modificare
    // float valorePH =
    analogRead(pinLettura);

    // Generiamo un valore simulato tra 0.0
    // e 14.0 (test)
    float valorePH = random(0, 140) / 10.0;

    lcd.clear();
    lcd.setCursor(0, 0);
    lcd.print("Valore pH: ");
    lcd.print(valorePH);

    lcd.setCursor(0, 1);
    if(valorePH < 6.5) lcd.print("Stato:
ACIDO");
    else if(valorePH > 7.5) lcd.print("Stato:
BASICO");
    else lcd.print("Stato: NEUTRO");
  }

  // Pin 12: Reset
  if (digitalRead(btnReset) == HIGH) {
    lcd.clear();
    lcd.print("Reset");
    delay(1000);
    lcd.clear();
    mostraMenu();
  }

  // Pin 11: Taratura (da modificare)
  if (digitalRead(btnTaratura) == HIGH) {
    lcd.clear();
    lcd.print("Taratura...");
    delay(1000);
    lcd.clear();
    mostraMenu();
  }
}
```

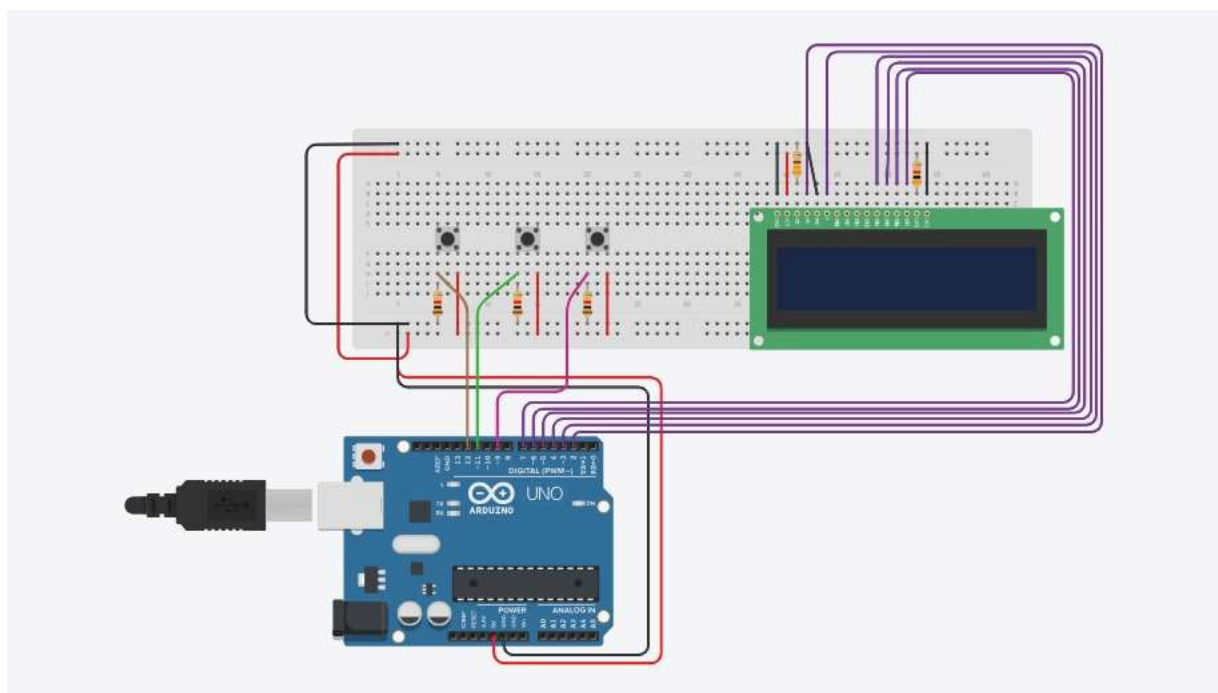
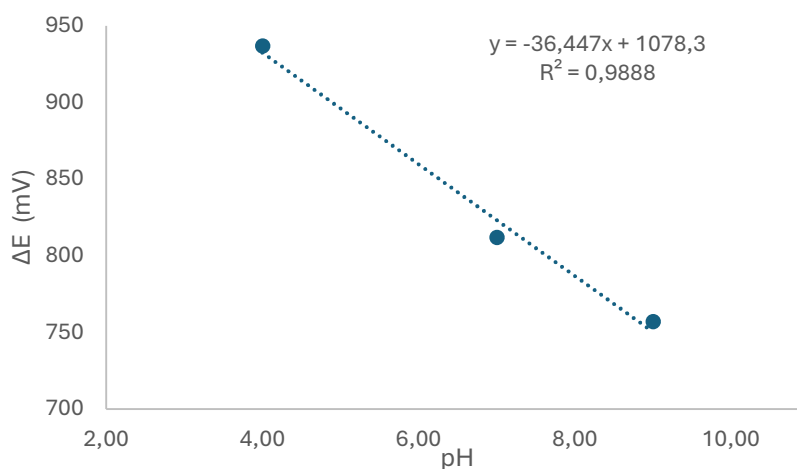



Figura 5: Modello connettività Arduino e Breadboard

Per confermare il corretto funzionamento del nostro strumento abbiamo verificato la linearità tra la differenza di potenziale misurata e il valore di pH di soluzioni standard ($4,00 \pm 0,02$, $7,00 \pm 0,02$ e $9,00 \pm 0,02$).

I dati sono di seguito riportati. L'elaborazione grafica mostra come la pendenza negativa sia rilevabile, come atteso dal modello, anche se il coefficiente angolare è lontano dalla pendenza ideale (circa -59mV per unità di pH). Questo basso grado di idealità può dipendere dai particolari costruttivi del nostro pHmetro, compresi gli elementi del circuito. Un ulteriore lavoro di approfondimento rispetto questi elementi è in fase di valutazione.

pH	ΔE_{totale} (mV)
4,00	937
7,00	812
9,00	757



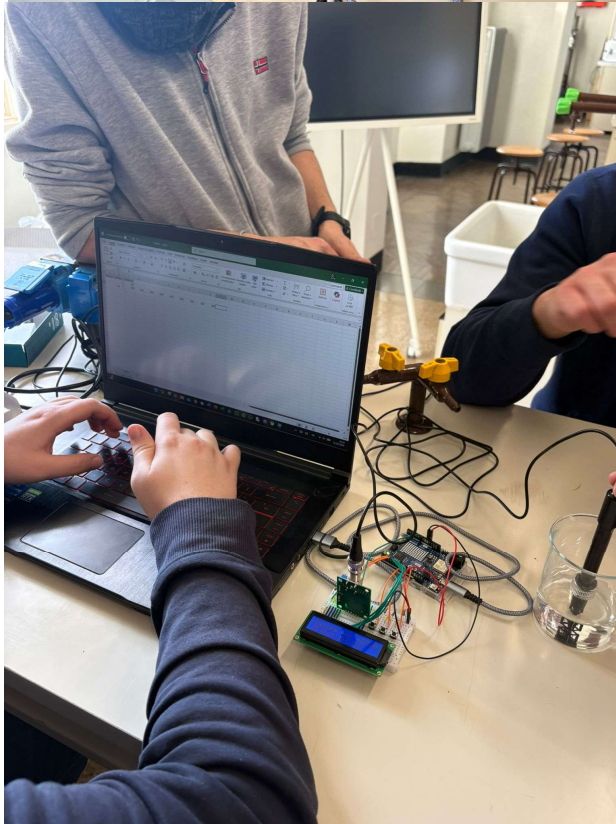
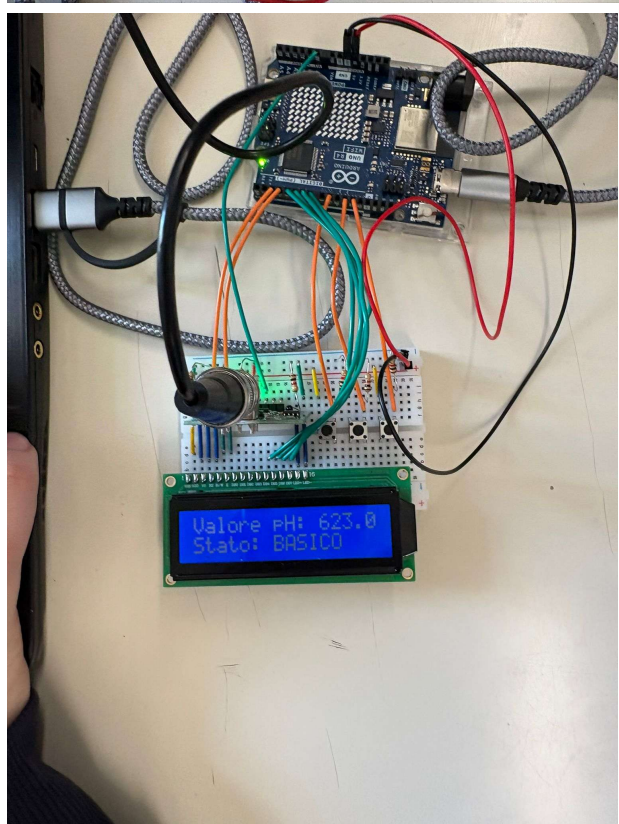
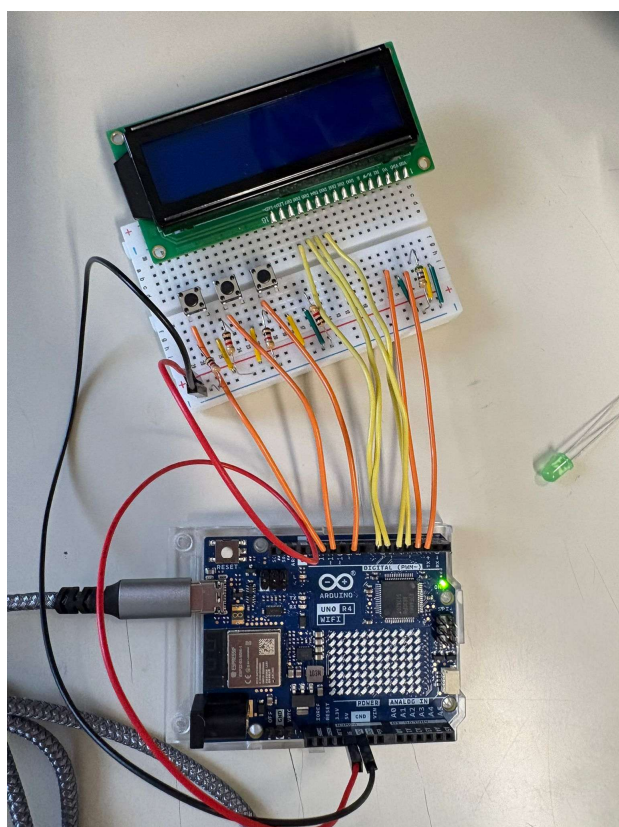


Figura 6: costruzione e test del pHmetro

Conclusione:

Attraverso il nostro lavoro sul pH abbiamo messo a confronto strumenti vecchi e nuovi usati per indagare un fenomeno naturale: il comportamento acido e basico delle sostanze. Gli indicatori naturali come il cavolo rosso mostrano sono stati i primi strumenti per osservare e analizzare i fenomeni chimici attraverso estratti vegetali, con una variazione di colore in relazione al pH della soluzione con cui entrano in contatto. Il pHmetro rappresenta invece uno strumento moderno, preciso e tecnologicamente avanzato, capace di fornire misurazioni accurate del pH.

L'opportunità che ScienzaFirenze ci ha donato è quella di approfondire un tema complesso come la misurazione del pH, attraverso lo sviluppo di modelli teorici e la costruzione di strumenti, avviando un lavoro di comprensione dei particolari strumentali al servizio della verifica di un'ipotesi, seguendo il corso dell'evoluzione degli strumenti e tecnologie.

Nello sviluppo di questo progetto abbiamo incontrato alcune difficoltà, legati alla corretta costruzione e programmazione dello strumento, oltre che un malfunzionamento della sonda, di cui ci siamo dovuti rendere conto nell'esecuzione delle misure e che è stato necessario sostituire. L'osservazione dei dati ha permesso di individuare il problema e risolverlo.

Questa esperienza ci è stata utile per comprendere la vera natura di tutte quelle sostanze di cui facciamo uso quotidianamente senza conoscerne e comprenderne il reale funzionamento; la costruzione del pHmetro è stata per noi un'avventura che ci ha permesso di metterci in gioco e di sfruttare le conoscenze acquisite nel corso del nostro percorso scolastico.

Con la conclusione del lavoro ci siamo resi conto di aver arricchito il nostro bagaglio culturale con nuove conoscenze, integrando competenze provenienti da diversi ambiti disciplinari e trasformando la curiosità in conoscenza.

Bibliografia e Sitografia:

- D. Skoog, J.F. Holler, S.R. Crouch, Chimica analitica strumentale, Edises, 2009
- hanna.it
- Tinkercard.com
- Arduino.cc
- wikipedia.com