

**Progetto Lauree Scientifiche Anno Scolastico 2008/09**

# **ACIDI e BASI**

**Responsabili progetto:**

**Prof. O. Bortolini**

**Dr. L. Maiuolo**

**Dr. B. Russo**



*In chimica, le definizioni di **acido** e **base** hanno subito diverse modifiche nel tempo, partendo da un approccio empirico e sperimentale fino alle più recenti definizioni. Quella che useremo noi è la prima in ordine cronologico:*

### ***Teoria di Arrhenius***

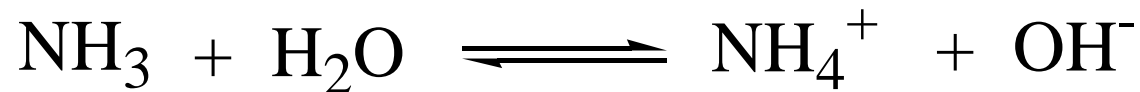
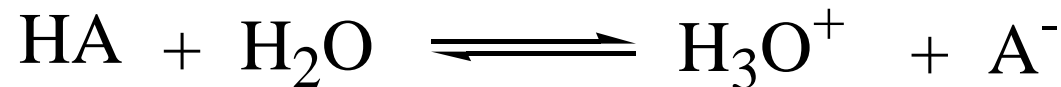
***Un acido è una sostanza che dissociandosi in acqua produce ioni  $H^+$ . Una base, invece, è una sostanza che dissociandosi in acqua produce ioni  $OH^-$***



## Teoria di Brønsted-Lowry

Espande la teoria precedente affermando che un **acido** è una sostanza capace di cedere ioni  $\text{H}^+$  ad un'altra specie chimica detta base.

**base** è una sostanza capace di accettare ioni  $\text{H}^+$  ad un'altra specie chimica detta acido.

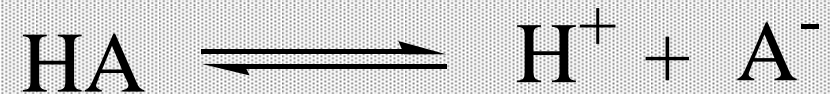


*Rientrano in questa definizione tutti i composti che identifichiamo come acidi nell'uso comune, sia per la loro azione irritante e corrosiva sui metalli, sia per la loro capacità di far virare opportunamente sostanze indicatrici*

*Sono acidi per esempio, acidi inorganici forti come **l'acido solforico** e **l'acido cloridrico** ed acidi deboli come **l'acido acetico** e **l'acido citrico***

*La "forza" di un acido, e con essa anche i suoi effetti corrosivi ed irritanti, è misurata tramite la costante di dissociazione acida.*

## *costante di dissociazione acida*



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

le parentesi quadre indicano la concentrazione molare della specie racchiusa tra esse

I valori delle costanti di dissociazione riportati in letteratura sono convenzionalmente quelli misurati a 20°C



*spesso non vengono riportati i valori delle costanti, bensì i corrispondenti pKa, definiti come*

$$pK_a = -\log_{10} K_a$$

*Maggiore è la costante, maggiore è la tendenza dell'acido a dissociarsi, maggiore è la sua "forza".*

*Minore è il valore di pK<sub>a</sub> maggiore è la forza dell'acido*

**HCl pKa -7    Acido nitrico pKa -2    Acido acetico pKa +4.8**

## Ma come possiamo dire se una sostanza è acida o basica?

Il **pH** è una scala di misura dell'acidità di una soluzione acquosa.

L'uso della funzione **pH** è molto utile, poiché permette di restringere l'intervallo di una scala di valori numerici. Quindi, l'uso della funzione **pH** permette di affermare che (a 25°C) la soluzione è

Acida quando il **pH** è  $< 7$

Neutra quando il **pH** è  $= 7$

Basica quando il **pH** è  $> 7$

**Il pH è una scala di misura dell'acidità di una soluzione acquosa.**

Un **piaccametro** o **pH-metro** è un apparecchio elettronico usato per misurare il **pH** di un liquido. Un tipico piaccametro consiste di una sonda (un **elettrodo a vetro**) collegata ad un dispositivo elettronico che raccoglie il segnale della sonda, calcola il valore di pH corrispondente e lo rappresenta su un display.





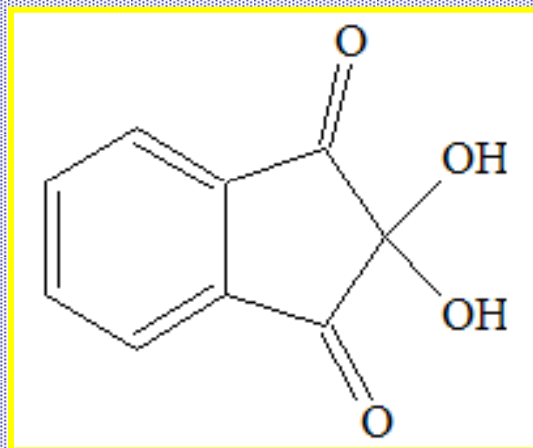
## Cartine per la misura del pH

Speciali cartine imbevute di indicatori, che cambiano colore quando vengono immerse in soluzioni acide o basiche

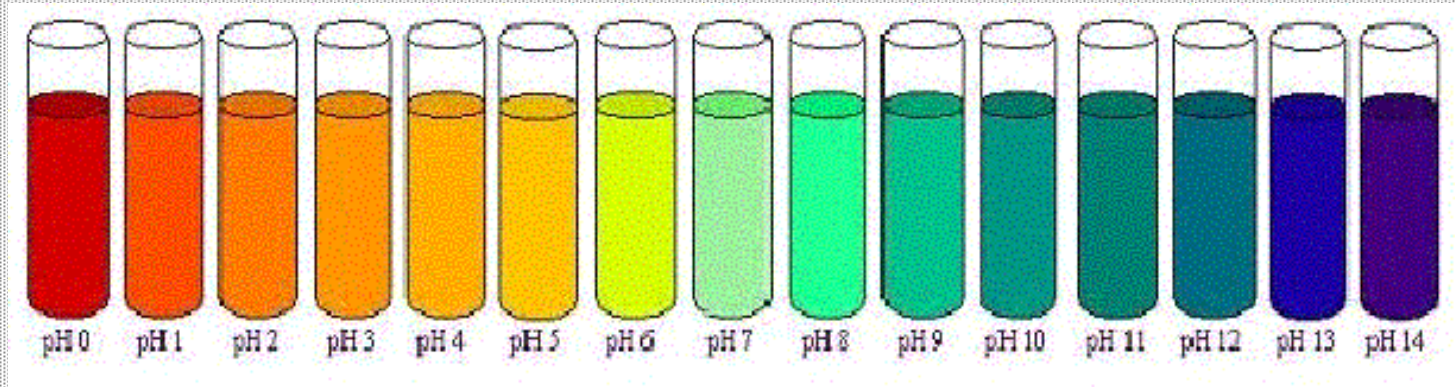


### Cartina tornasole:

Il tornasole è una sostanza ricavata da alcuni licheni. Si colora di **rosso** con le sostanze acide, e in **blu** con quelle basiche.



## Scala cromatica cartina tornasole



## INDICATORI

**sostanze che hanno la proprietà di cambiare colore a contatto con un ambiente acido o basico**



Aggiungete 3 gocce di **fenolftaleina** a 100 ml d'acqua. Otterrete una soluzione incolore.



Con l'aggiunta di ammoniaca, la soluzione diventa rossa.



Aggiungendo aceto, la soluzione torna a divenire incolore.

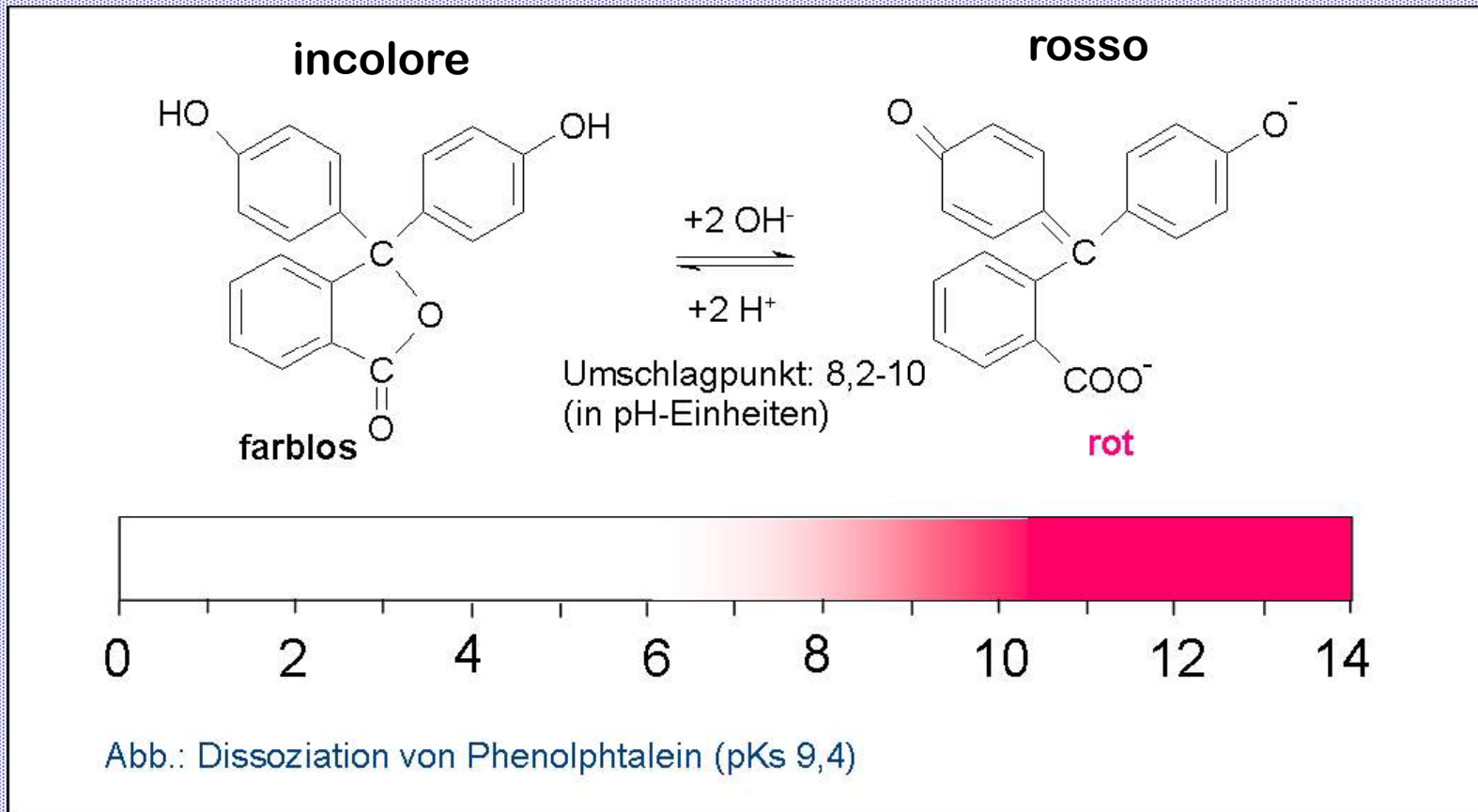


La fenolftaleina ha la proprietà di assumere un colore **viola** quando il pH della soluzione supera il valore di 8,3.

la fenolftaleina è utilizzata come  
**indicatore di pH**



# Forma associata ed indissociata della fenolftaleina



## INDICATORI

Un indicatore è un acido debole o una base debole la cui forma indissociata ha un colore diverso dalla forma ionizzata. Esso viene aggiunto in piccole quantità ad una soluzione e può assumere colori diversi a seconda del pH della soluzione.

Come acido debole l'indicatore HIn presenta l'equilibrio



$$K_{\text{In}} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{In}^-] / [\text{HIn}]$$

Poiché l'indicatore è aggiunto in piccolissima quantità,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  ha un valore costante uguale a quello della soluzione alla quale si aggiunge l'indicatore e si ha

$$[\text{HIn}] / [\text{In}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] / K_{\text{In}}$$

Il rapporto  $[HIn]/[In^-]$  determina il colore della soluzione e si possono avere tre casi limite



**Soluzione  
rossa**



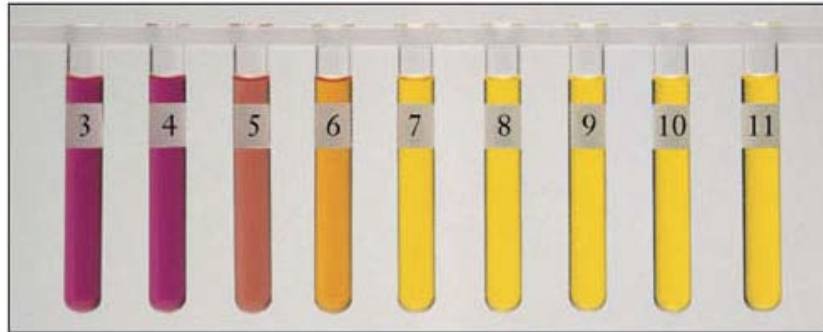
**Soluzione  
arancio  
(viraggio)**



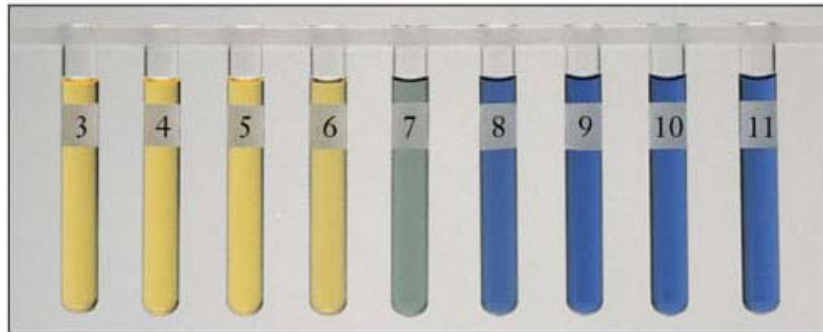
**Soluzione  
gialla**

In generale ogni indicatore è caratterizzato da un valore di  $K_{In}$ : in una soluzione esso assumerà il colore della specie protonata **HIn** per **pH < pK<sub>In</sub>** mentre assumerà il colore della specie ionizzata **In<sup>-</sup>** per **pH > pK<sub>In</sub>**.

## Variazioni di colore per alcuni indicatori:



(a)



(b)



(c)

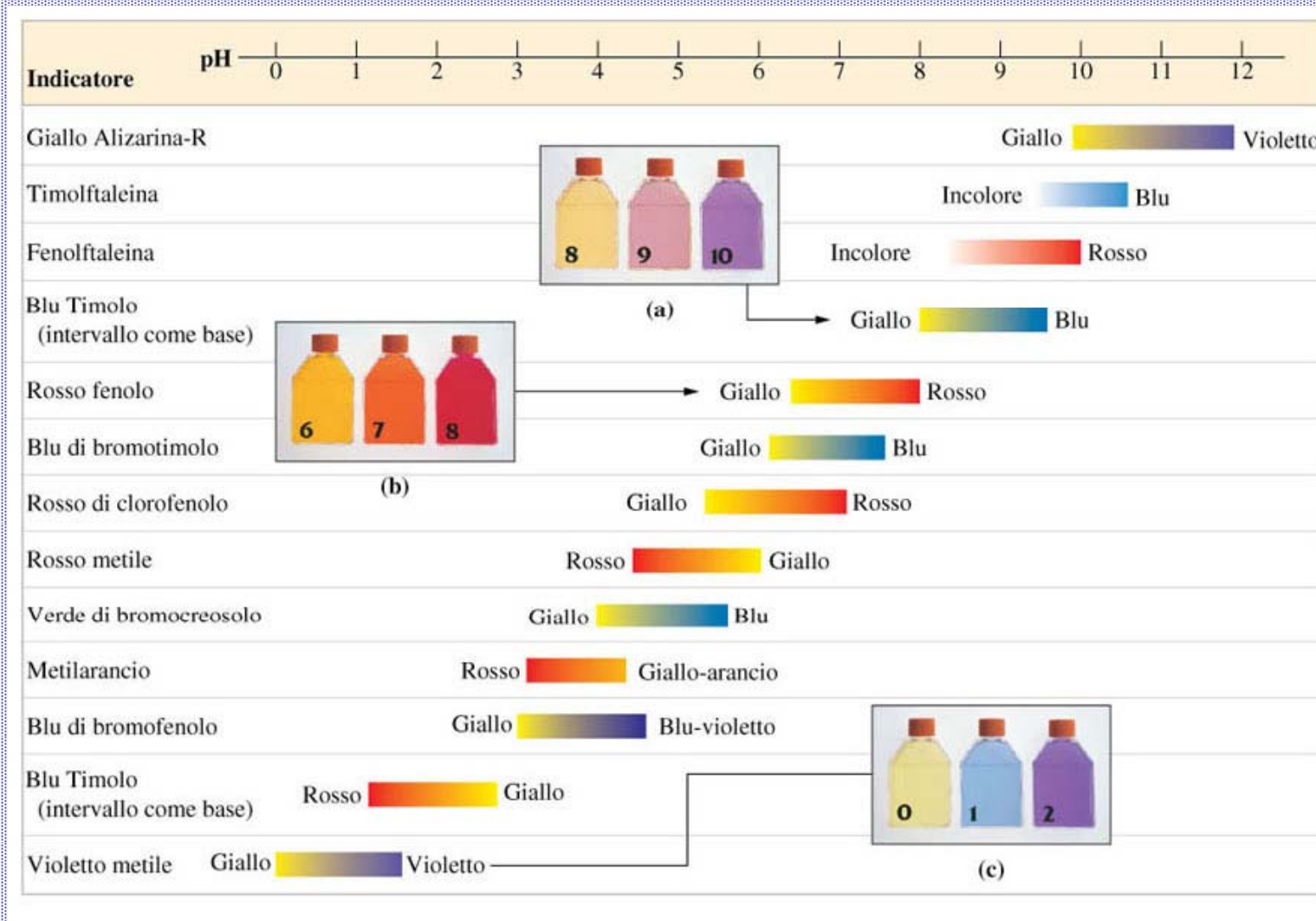
**Metilarancio**  
(pH 3.1-4.4)

**Blu di bromotimolo**  
(pH 6.2-7.6)

**Fenolftaleina**  
(pH 8.0-9.9)



# Principali indicatori acido-base



## Ricerca di indicatori naturali:

Vi è mai capitato di osservare una tisana cambiare colore all'aggiunta di limone?

Es.: la tisana alla malva, il thè, etc...

**Il succo di cavolo rosso**

**È un indicatore acido-base**

# Come si prepara il succo di cavolo rosso

1)



Tra l'inverno e la primavera, è facile trovare presso il fruttivendolo il cavolo rosso. Acquistatene uno e tagliatelo a fettine

2)



Mettete le fettine in una pentola e versate acqua fino a coprirle.

3)



Bollite il materiale per mezz'ora, poi spegnete il fuoco e lasciate scendere la temperatura

4)

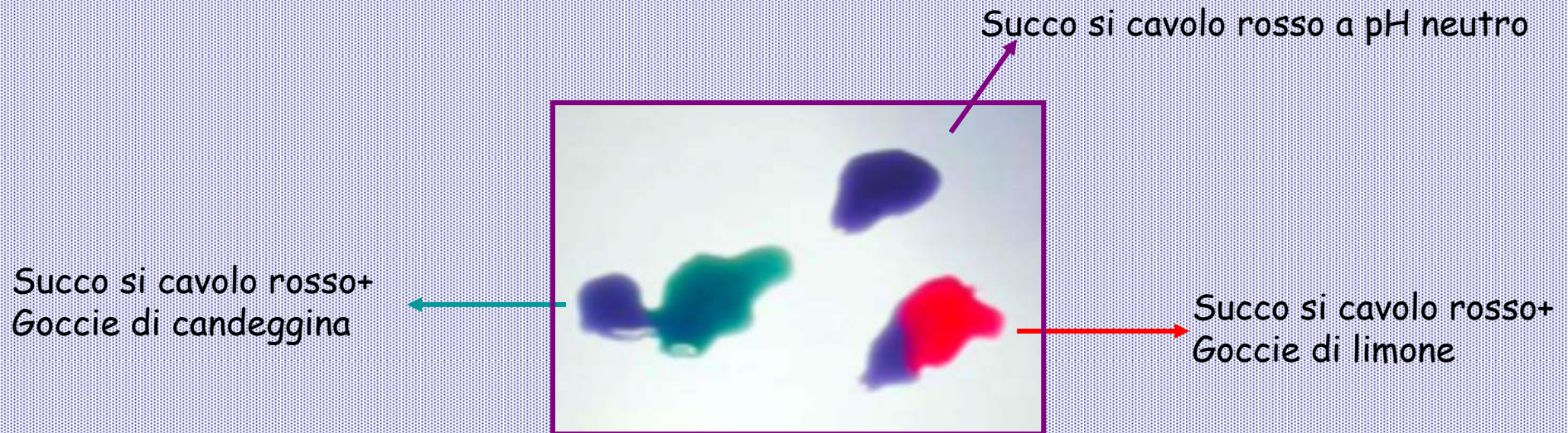


Filtrate il liquido blu-viola che avete ottenuto



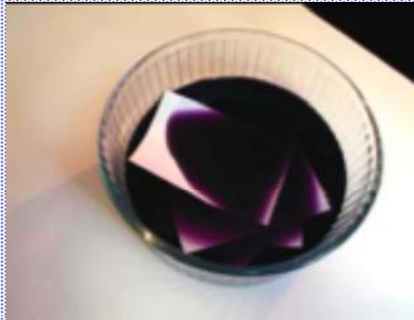
## Il succo di cavolo rosso

E' un liquido di colore blu-viola, ricco di antociani, **rosso** a contatto con sostanze acide, **verde-giallo** a contatto con sostanze basiche



# Preparazione di cartine al succo di cavolo rosso

1)



Tagliate dei fogli di cartoncino bianco in rettangoli e poneteli a bagno nel sugo

2)



Dopo circa mezz'ora, togliete i cartoncini e metteteli ad asciugare

3)



Tagliate i cartoncini in strisce

In soluzione **acida**



In soluzione **basica**



# Con le cartine al cavolo rosso è possibile definire anche il pH

Proviamo a determinare il pH di:

Aceto, bicarbonato, succo limone, ammoniaca domestica, cocacola, sapone acido, birra, acqua rubinetto, candeggina, acqua di mare, sapone per le mani, saliva

# COSTRUZIONE DELLA SCALA CROMATICA DEL CAVOLO ROSSO

Il procedimento consiste nel preparare soluzioni aventi pH di valore intero e nel fotografare con una macchina digitale le cartine dopo che sono state immerse nelle soluzioni. Con un programma di elaborazione di immagini, sarà poi facile determinare il colore ottenuto.



## ELENCO DEI MATERIALI PER LA DETERMINAZIONE DELLA SCALA CROMATICA DELLE CARTINE AL CAVOLO ROSSO:

acqua di rubinetto

limone acerbo

aceto di vino bianco

ammoniaca (sol. al 20% circa) in bottiglia chiusa.

bicarbonato di sodio

pHmetro elettronico se disponibile

soluzione tampone pH = 7 per tarare il pHmetro

cartina di tornasole un rotolino

cartina al cavolo rosso striscie

beckers o vasetti di vetro 20

bacchette di vetro 1

macchina fotografica digitale o scanner

computer con Excel o altro foglio elettronico e programma di elaborazione immagini

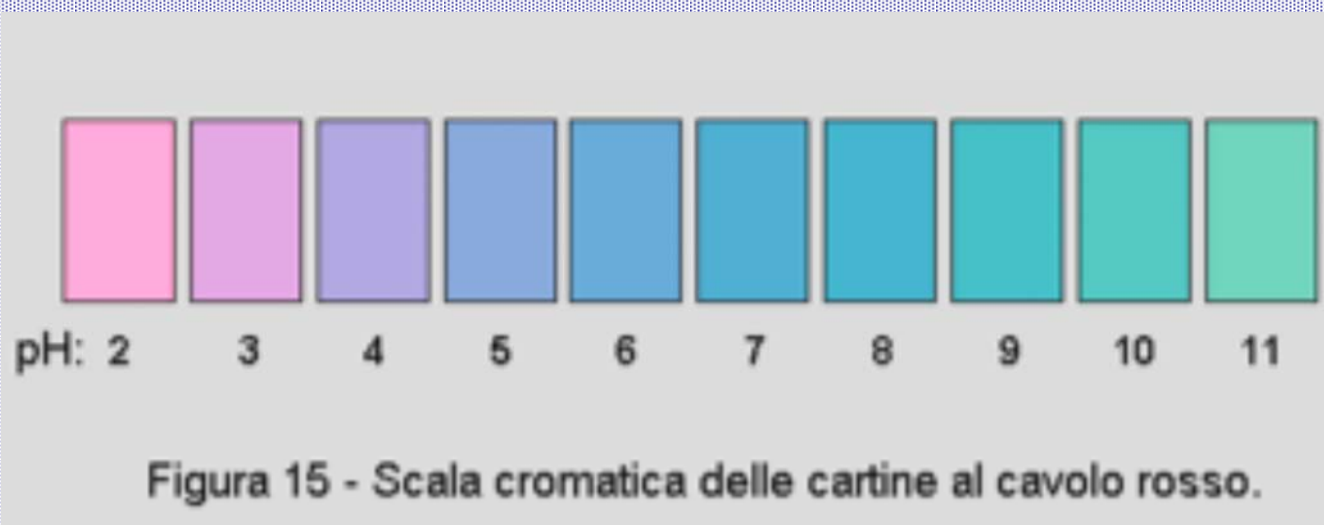
## Procedimento:

- Per mezzo della soluzione tampone di  $\text{pH} = 7$  tarate il pHmetro.
- Preparate una soluzione acquosa avente  $\text{pH} = 2$ . Potete usare il sugo di un limone un po' acerbo (l'aceto non è abbastanza acido), diluendolo con acqua fino ad ottenere il pH giusto.
- Immergete una striscia al cavolo rosso nella soluzione di  $\text{pH} = 2$ , estraetela e fotografatela dopo un minuto. (A differenza delle cartine al tornasole, le cartine al cavolo rosso assumono il colore con un po' di ritardo).
- Preparate una soluzione acquosa avente  $\text{pH} = 3$ . A tale scopo potete usare lo stesso sugo di limone oppure aceto di vino bianco, diluendoli con acqua fino ad ottenere il valore giusto di acidità.
- Immergete una striscia al cavolo rosso nella soluzione, estraetela e fotografatela dopo un minuto.
- Continuate in questo modo con soluzioni di  $\text{pH} 4, 5, 6, 7$ .
- Come soluzione di  $\text{pH} = 7$ , potete usare acqua distillata, oppure acqua di rubinetto ed aggiustarne l'acidità per mezzo di aceto o bicarbonato di sodio,
- Continuate in questo modo con soluzioni aventi valori di  $\text{pH}$  pari a 8, 9, 10 e 11 che avrete preparato usando ammoniaca opportunamente diluita.

# LA SCALA CROMATICA DEL CAVOLO ROSSO

Con un programma di elaborazione di immagini, determinate il colore della zona di ciascuna cartina che è stata immersa nella soluzione.

La scala cromatica ottenuta sarà valida per cartine preparate da pochi giorni, in quanto queste cartine col passare del tempo sbiadiscono e avranno una scala di colori differente.





## Altre esperienze di laboratorio

Molti fiori contengono pigmenti che appartengono a un gruppo di composti chiamati antociani. Questi indicatori naturali si possono estrarre con alcool o acqua e si presentano di colore rosso in soluzione fortemente acida, violetto in soluzione debolmente acida, blu verde in soluzione debolmente basica e giallo in soluzione fortemente basica.

In questa esperienza gli antociani presenti nei petali di alcuni fiori vengono estratti, utilizzati per stabilire una serie di colori standard che possono poi essere impiegati per valutare approssimativamente il pH di alcune sostanze di uso quotidiano



## PRODOTTI

Diversi tipi di fiori colorati: rose, petunie, gerani, iris ecc.; i fiori

con colori scuri sono quelli che danno risultati migliori

Etanolo,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

Succo di limone

Aceto bianco,  $\text{CH}_3\text{COOH}$

Soluzione di acido borico,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ . Tossico, la soluzione può

essere assorbita attraverso la pelle, usare i guanti

Soluzione di sodio bicarbonato,  $\text{NaHCO}_3$

Soluzione di sodio carbonato,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

Soluzione di borace,  $\text{Na}_2[\text{B}_4\text{O}_5(\text{OH})_4] \times 8\text{H}_2\text{O}$ . Tossico, la soluzione può essere assorbita attraverso la pelle, usare i guanti

Idrossido di sodio 1M,  $\text{NaOH}$ . Caustico, indossare guanti e occhiali protettivi

Diverse sostanze di uso quotidiano: ammoniaca, vino bianco,

shampoo, acqua tonica, fertilizzanti per giardino, detersivo per lavastoviglie

## MATERIALI

Piatra riscaldante

10 provette

Becker

guanti protettivi

occhiali protettivi

## Procedimento

### Preparazione dell'indicatore

Mettere circa 30 mL di etanolo in un becker piccolo

Aggiungere circa 12 petali di uno dei fiori scelti per l'esperimento

Mettere in becker su una piastra riscaldante e riscaldare per 5 minuti o fino a quando i petali hanno rilasciato il colore. Agitare durante il riscaldamento.

ATTENZIONE: l'etanolo è infiammabile.

Eliminare dal becker i petali; il liquido ottenuto contiene l'indicatore

### Preparazione di soluzioni a diverso pH per la serie di colori standard

Etichettare otto provette come indicato in tabella

Aggiungere ad ogni provetta 10 mL di una delle soluzioni riportate in tabella

Aggiungere ad ogni provetta 30 gocce della soluzione di indicatore e agitare per miscelare bene

Annotare il colore