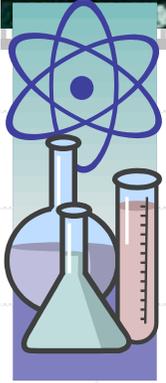


# L'equilibrio dell'acqua

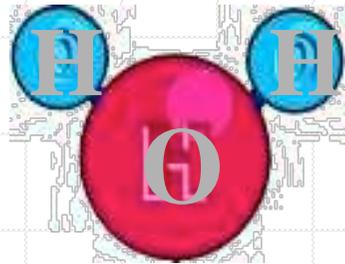
Il pH e la reazione di autoprotolisi  
dell'acqua

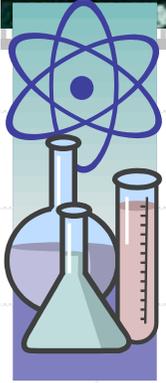
Corpaci Ivana



# La molecola dell'acqua

- ◆ L'acqua è un composto molecolare covalente
- ◆ La sua molecola è polare per la differenza di **elettronegatività** tra l'ossigeno (3,5) e l'idrogeno (2,1)
- ◆ Tra molecole diverse si instaurano **legami a idrogeno**
- ◆ I legami a idrogeno dell'acqua giustificano numerose proprietà fisiche del composto (capacità termica, alto punto di ebollizione, capillarità)

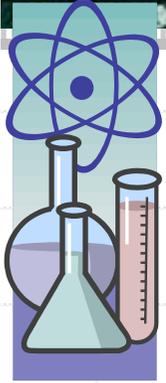




# Conducibilità elettrica

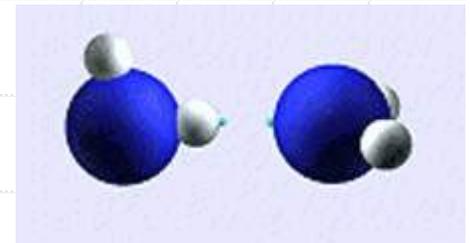
- ◆ L'acqua pura risente dei campi elettrici (molecola polare) e
- ◆ conduce, anche se poco, la corrente elettrica
- ◆ I composti covalenti polari non conducono la corrente elettrica
- ◆ La conducibilità è possibile se ci sono particelle elettricamente cariche libere di muoversi

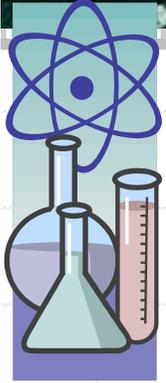




# Dissociazione ionica dell'acqua

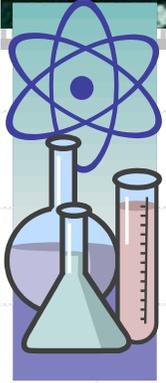
- ◆ La conducibilità elettrica dell'acqua è stata spiegata con la presenza di ioni positivi  $H^+$  e negativi  $OH^-$
- ◆ Alcune molecole di acqua hanno subito una **dissociazione ionica**
- ◆ La concentrazione degli ioni positivi e negativi è la stessa





- ◆ Un atomo di idrogeno di una molecola di acqua si lega all'atomo di ossigeno di una diversa molecola (legame idrogeno)
- ◆ L'atomo di idrogeno lascia l'elettrone e - come ione  $H^+$  - si lega all'ossigeno dell'altra molecola di acqua (legame dativo)
- ◆ Si formano i due ioni **idronio  $H_3O^+$**  e **ossidrile  $OH^-$**





# La concentrazione degli ioni

- ◆ Le reazioni di autoprotolisi dell'acqua è *reversibile*
- ◆ All'equilibrio, il prodotto delle concentrazioni degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  e  $\text{OH}^-$  è una costante il cui valore è  

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \text{ moli/litro}$$
- ◆ e poiché  $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$ , nell'acqua pura la concentrazione degli ioni idronio è

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ moli/litro}$$



## Elettroliti

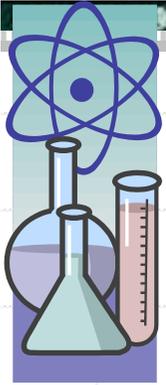
- ◆ Sono sostanze che disciolte (in acqua) si dissociano in ioni
  - ◆ Tali soluzioni conducono la corrente in relazione al loro **grado di dissociazione**
  - ◆ Questi sistemi, dove i responsabili della conduzione della corrente sono gli ioni liberi, sono denominati conduttori di seconda specie
    - ◆ I metalli sono conduttori di prima specie perché sono gli elettroni liberi responsabili della conduzione
- ◆ Gli elettroliti più importanti sono:
  - ◆ Sali
  - ◆ Acidi
  - ◆ Basi

ESERCIZIO



## Elettroliti forti e deboli

- ◆ La forza di un elettrolita si misura dal grado di dissociazione
- ◆ Sali
  - ◆ In genere sono elettroliti forti e formano soluzioni elettrolitiche con conducibilità elevate
  - ◆ Eccezione sono i sali poco solubili
- ◆ Acidi e basi
  - ◆ Producono ioni  $H^+$  e  $OH^-$  che sono i migliori conduttori ionici
  - ◆ La conducibilità dipende dalla forza dell'acido o della base
  - ◆ La conducibilità dipende anche dalla concentrazione dell'acido o della base
- ◆ Cattivi elettroliti sono tutte quelle sostanze che si sciolgono in un solvente per la formazione di interazione di secondo ordine (legami idrogeno)
  - ◆ Zucchero, che si scioglie in acqua per la formazione di legami idrogeno
  - ◆ Alcol etilico, che si scioglie in acqua per la formazione di legami idrogeno



## Azione degli acidi

Gli acidi in acqua si dissociano e liberano ioni  $\text{H}^+$



che si legano a molecole di acqua dando  $\text{H}_3\text{O}^+$

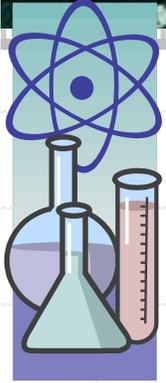
poiché  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$  moli/litro

se  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  aumenta,  $[\text{OH}^-]$  deve diminuire perché

**$K_w$  è una costante**



All'aggiunta di ioni  $\text{H}^+$ , gli ioni  $\text{OH}^-$  si riassociano,  
cioè l'equilibrio dell'acqua si sposta verso sinistra



## Azione delle basi

Le basi accettano ioni  $\text{H}^+$  dalle molecole di acqua



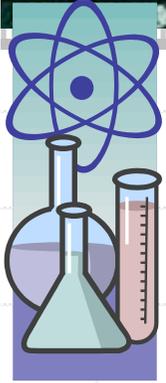
e queste diventano ioni  **$\text{OH}^-$**

Poiché  $K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$  moli/litro  
se  $[\text{OH}^-]$  aumenta,  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  deve diminuire perché

**$K_w$  è una costante**



Con la sottrazione di ioni  $\text{H}^+$ , altre molecole di acqua  
si dissociano, cioè l'equilibrio dell'acqua si sposta verso destra



# Misura del pH

La concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  è misura dell'acidità

L'acidità viene espressa come

logaritmo negativo a base 10  
della concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$

$$-\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] = \text{pH}$$

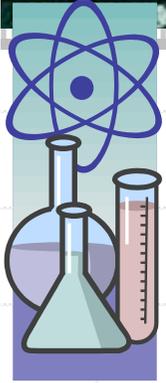
## Esempi

a-  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-1} \text{ mol/L}: \text{pH} = 1$

c-  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-10} \text{ mol/L}: \text{pH} = 10$

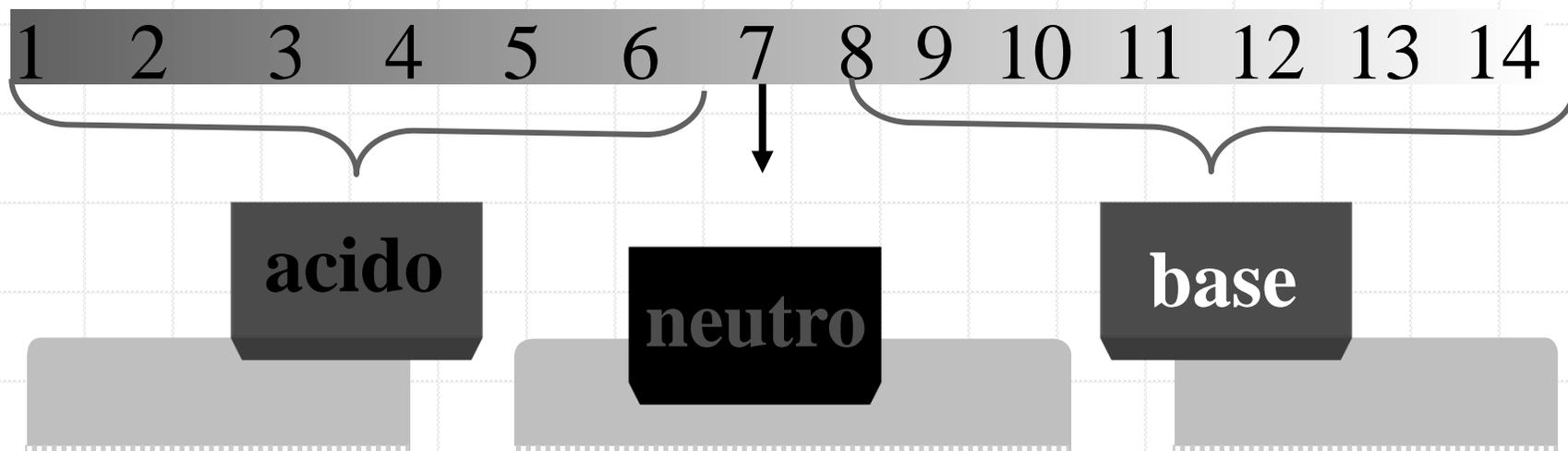
b-  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}: \text{pH} = 3$

d-  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}: \text{pH} = 13$

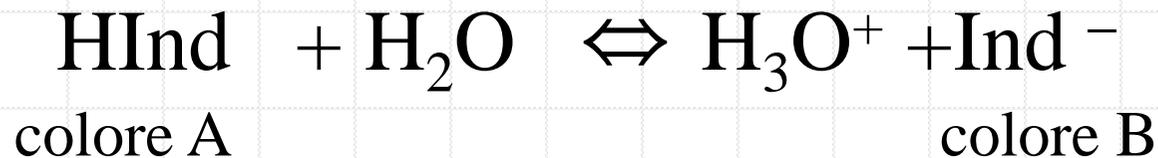


# scala del pH

- ◆ La misura dell'acidità o **scala del pH** va da
- ◆ **1** (massima acidità), a
- ◆ **14** (massima basicità)



- ◆ Per capire i principi su cui si basa un semplice metodo per misurare il pH, l'uso di cartine imbevute di coloranti, sintetici o naturali, occorre capire come funzionano tali sostanze, denominate Indicatori Acido-Base
- ◆ Gli **indicatori acido-base** sono sostanze organiche che hanno la caratteristica di assumere colori diversi a seconda del pH.



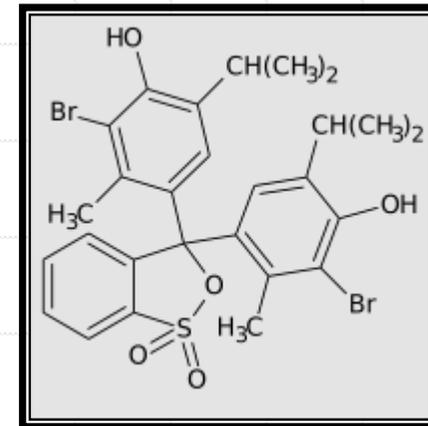
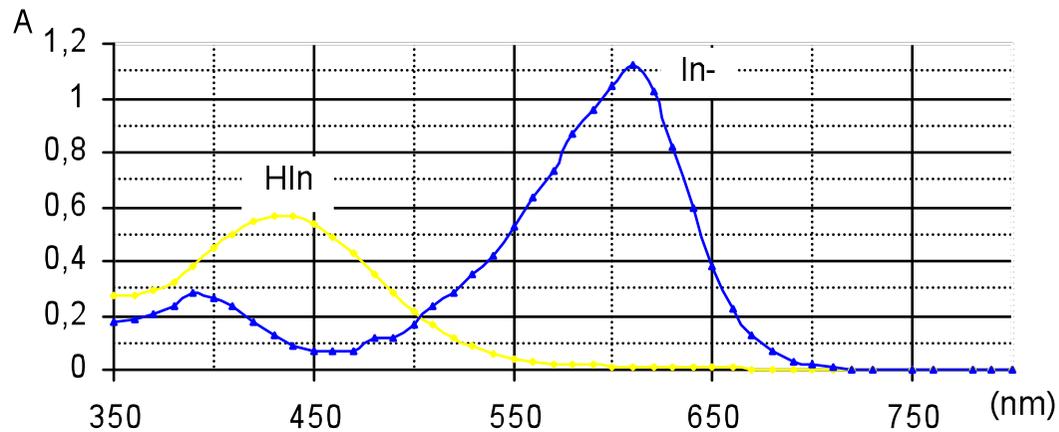
- ◆ Tale proprietà è dovuta al fatto che essi si comportano da acidi o basi deboli.



[https://www.youtube.com/watch?feature=player\\_embedded&v=2gJ0Xp-Rbn8](https://www.youtube.com/watch?feature=player_embedded&v=2gJ0Xp-Rbn8)

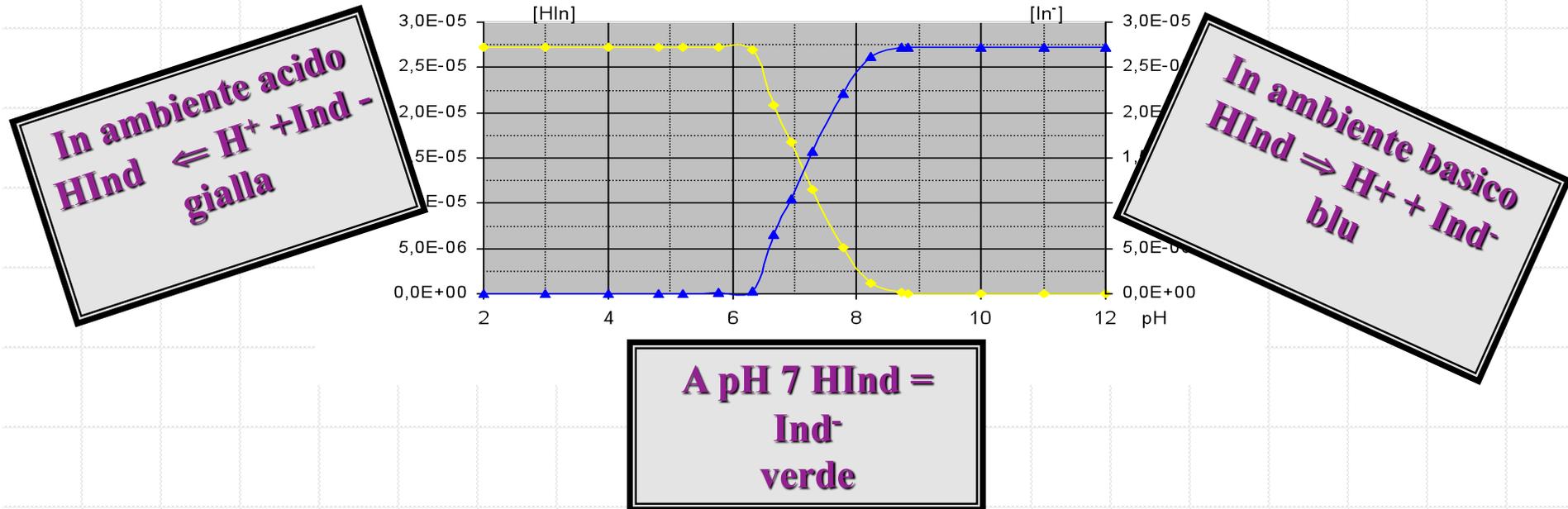


# Perché gli indicatori acido base sono colorati?



Lo spettro di assorbimento di un tipico indicatore acido-base, il blu di bromo timolo, conferma che la specie molecolare, HIn, è gialla in quanto manifesta il massimo assorbimento intorno alla  $\lambda = 450$  nm (assorbimento della radiazione blu), invece la forma ionica In<sup>-</sup> assorbe a una  $\lambda = 600$  nm (assorbimento della radiazione gialla) ed è pertanto blu!

# Come cambia il colore con il pH?

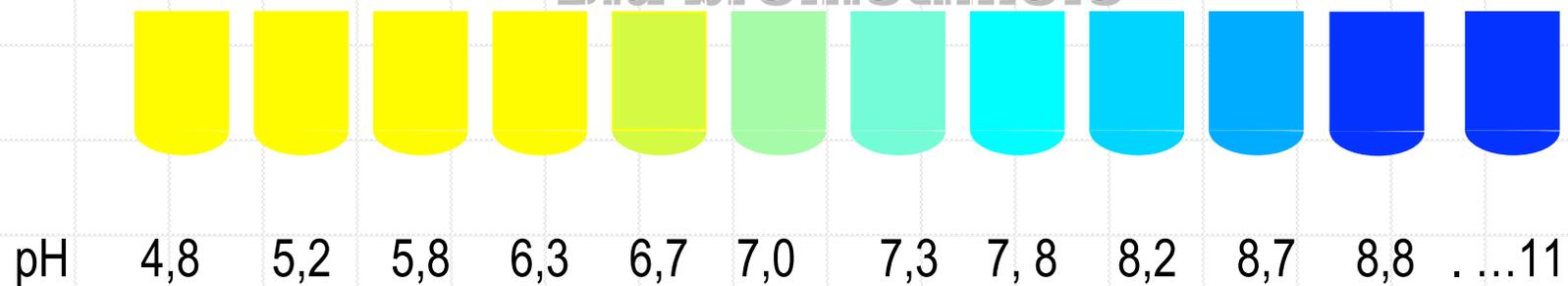


In ambiente acido la forma dominante è HInd, gialla, mentre a pH basico sarà prevalente la forma ionica Ind<sup>-</sup>, blu. Il passaggio da un colore all'altro, quando HInd = Ind<sup>-</sup> viene detto viraggio e può essere osservato dall'occhio umano in un certo intervallo di pH (intervallo di viraggio).

Per il blu di bromotimolo si colloca intorno a pH 7.

# La scala cromatica del pH

## Blu bromotimolo



Se il pH varia gradualmente si osserveranno i diversi colori: dal giallo, al blu, passando dal verde

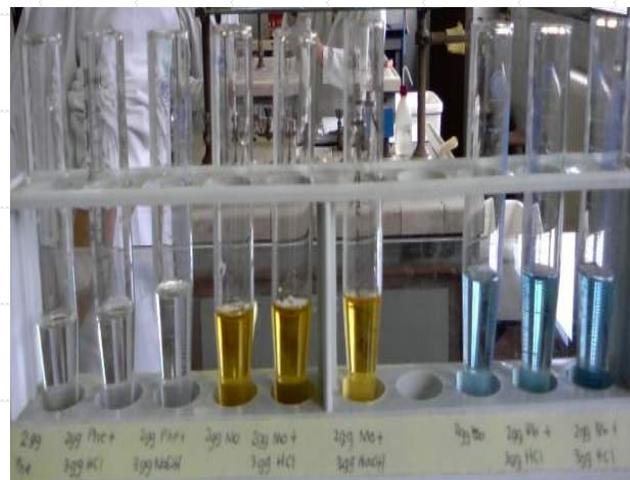


# Come evidenziare le caratteristiche acido/ base di una soluzione?

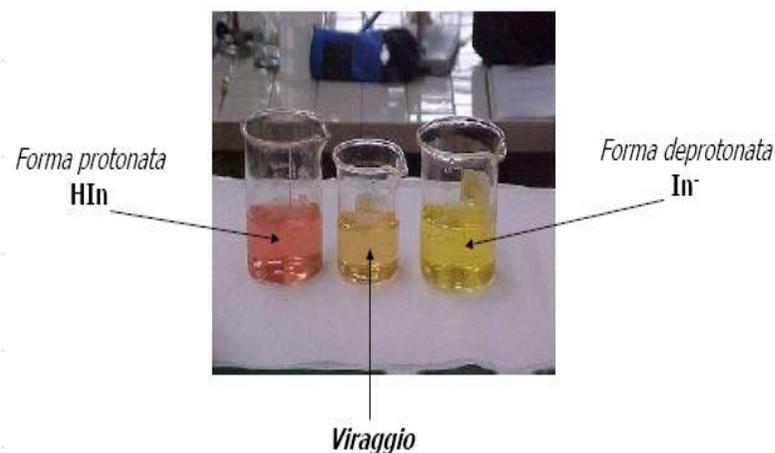


CHIMICA?  
No problem!

- ◆ Nell' esperimento abbiamo studiato le proprietà di tre indicatori acido/base : fenolftaleina (HPhe), metilarancio (HMo) e Blu di bromo timolo (HBb), per capire quale colore assumono i tre indicatori in ambiente acido, neutro e basico.



- ◆ Per esempio la forma protonata (HIn) del Metilarancio è rossa, la forma deprotonata (In<sup>-</sup>) è gialla, al punto di viraggio il colore è intermedio (*rosa cipolla*)



## Risultati dell' esperimento

Il punto di viraggio (pH in cui si trovano entrambe le specie HIn/Ind-) si può dedurre dai seguenti fatti

- ◆ La forma incolore della Fenolfaleina (forma acida: HPhe) è presente a pH acido e neutro
  - ◆  $\Rightarrow$  il viraggio avviene a pH basico
- ◆ La forma gialla del Metilarancio (forma basica: Mo-) è presente a pH basico e neutro
  - ◆  $\Rightarrow$  il viraggio avviene a pH acido
- ◆ La forma gialla del Blu bromotimolo (forma acida: HBb) è presente a pH acido e la forma blu del Blu bromotimolo (forma basica: Bb-) è presente a pH basico
  - ◆  $\Rightarrow$  il viraggio avviene a pH neutro



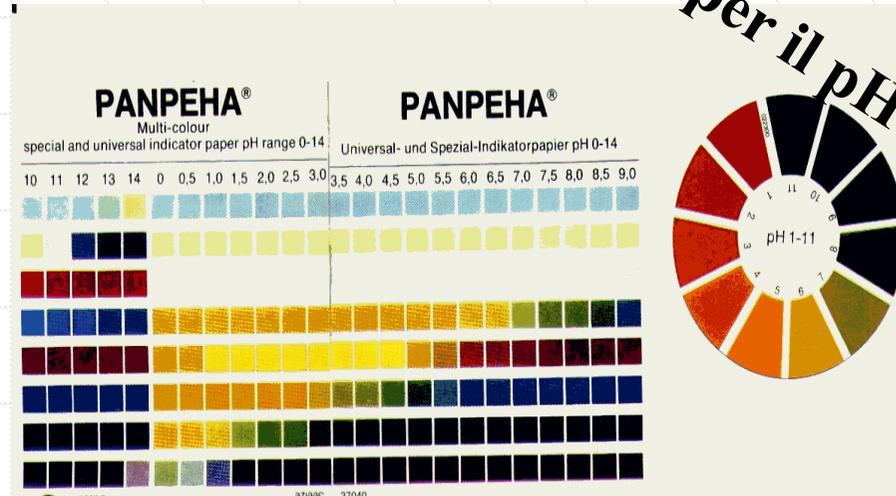
# Pronti a misurare il pH!!

La **determinazione sperimentale del pH** di una soluzione acquosa presenta una grande importanza perché permette di conoscere la esatta concentrazione di acidi o di basi presenti.

Si effettua principalmente:

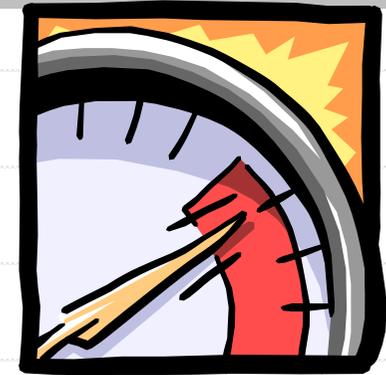
- ◆ attraverso l'osservazione del colore assunto nella soluzione da un indicatore colorato, la cui zona di viraggio comprende il pH che si vuole misurare
- ◆ attraverso il metodo potenziometrico, che richiede apparecchiature più complesse, i pH-metri, che permettono di misurare con precisione e accuratezza il pH di tutte le soluzioni, anche quelle colorate

**pH-  
metro**

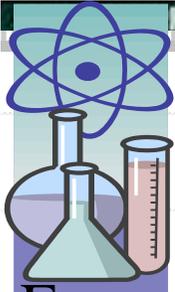




## Il pHmetro



- ◆ È uno strumento di misura del valore di pH di una soluzione
- ◆ In genere permette di determinare in modo preciso il pH (una o due cifre decimali)
- ◆ Lo strumento richiede una procedura di taratura da effettuare con alcune soluzioni tampone (che hanno valori di pH ben determinati e stabili)



# Misura della forza degli acidi e delle basi

Espressione matematica del grado di dissociazione degli acidi e delle basi=

prodotto della concentrazione degli ioni derivanti dalla dissociazione

**FORZA degli ACIDI =  $K_a$**

**FORZA delle BASI =  $K_b$**

ESEMPI



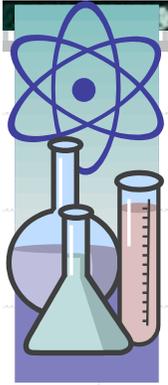
$$K_a = [\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-] = 4,5 \cdot 10^{-7}$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt[2]{4,5 \cdot 10^{-7}} = 2 \cdot 10^{-3}$$



$$K_b = [\text{Ca}^{+2}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 6,5 \cdot 10^{-6}$$

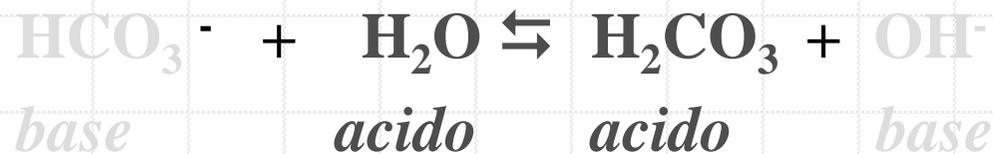
$$[\text{OH}^-] = \sqrt[3]{6,5 \cdot 10^{-6}} = 10^{-2}$$



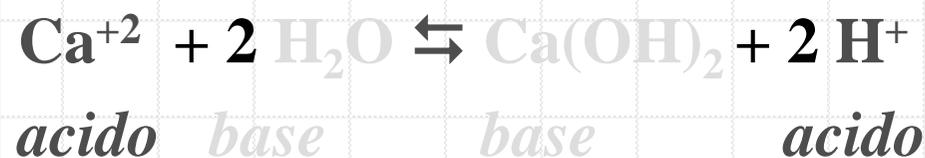
# Sali che modificano il pH

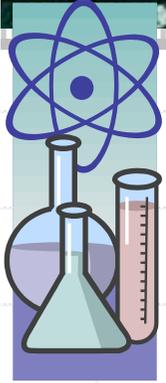
Sali derivanti dall'unione di una *base* e di un *acido*  
con forza diversa

Una *base coniugata forte*, come  $\text{HCO}_3^-$   
reagisce con l'acqua innalzando il pH (*basificazione*)

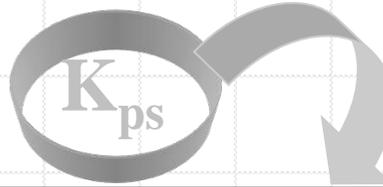


Un *acido coniugato forte*, come  $\text{Ca}^{+2}$   
reagisce con l'acqua abbassando il pH (*acidificazione*)





# PRODOTTO DI SOLUBILITÀ DEI SALI



## Espressione matematica della solubilità in acqua dei sali

prodotto delle concentrazione degli ioni derivati  
dalla dissociazione del sale in soluzione

### ESEMPI

$K_{ps}$  di  $\text{AgCl}$

$$[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = 1,8 \cdot 10^{-10}$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$$

$${}^2\sqrt{1,8 \cdot 10^{-10}}$$

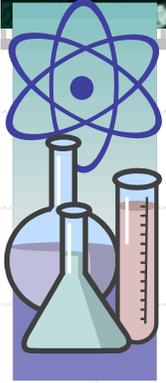
$K_{ps}$  di  $\text{Ag}_2\text{S}$

$$[\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{S}^{-2}] = 8 \cdot 10^{-51}$$

$$[\text{S}^{-2}] = {}^2\sqrt{[\text{Ag}^+]}$$

$${}^2\sqrt{8 \cdot 10^{-51}}$$

# Soluzioni tampone



*Sistema che si oppone alla variazione del pH*

Associazione di

un acido debole

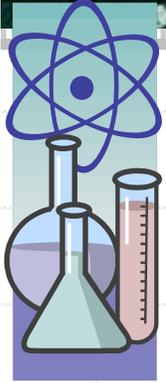
un suo sale di una base forte



## **I sistemi biologici e il pH**

Tutti i sistemi biologici dipendono dal pH:

- ◆ una piccola variazione di pH può produrre notevoli modificazioni sui processi biochimici
- ◆ Le cellule e gli organismi mantengono il pH a uno specifico valore costante, mediante sistemi di regolazione



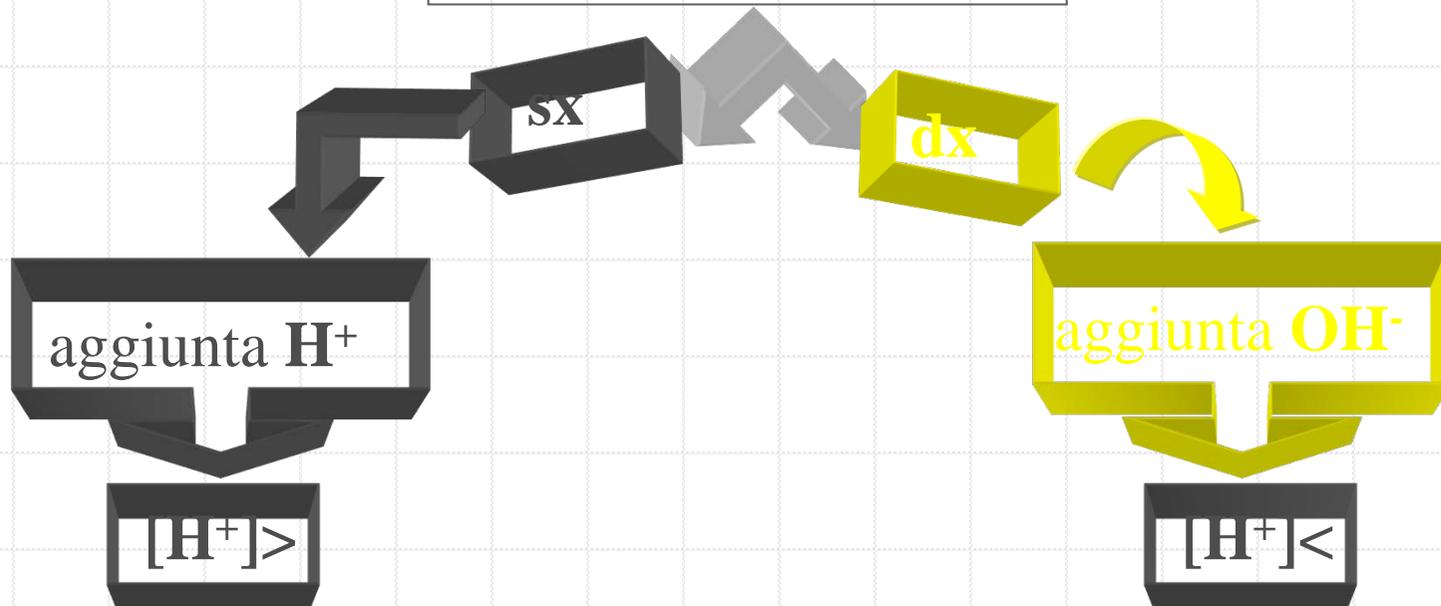
# Tampone del sangue

Il pH del sangue è 7,4

Variazione consentita  $\pm 0,4$



L'equilibrio si sposta



# Adesso esercitati!!!



<http://zte.zanichelli.it/>

