acidi e basi: definizioni

Arrhenius (1887)

un **acido** è una sostanza che contiene H ed in acqua si dissocia producendo ioni H^+ ed anioni;

una **base** è una sostanza che contiene ioni OH^- ed in acqua si dissocia producendo ioni OH^- e cationi;

$$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

$$NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

Brønsted-Lowry (1923)

un **acido** è una sostanza capace di donare ioni H^+ ad un altro ione/molecola;

una **base** è una sostanza capace di accettare ioni H^+ ad un altro ione/molecola;

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow NH^+_{4(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

acidi e basi: definizioni

per Arrhenius reazione acido-base = “neutralizzazione”
con formazione di **un sale** e acqua

$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow \underbrace{H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}} + Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

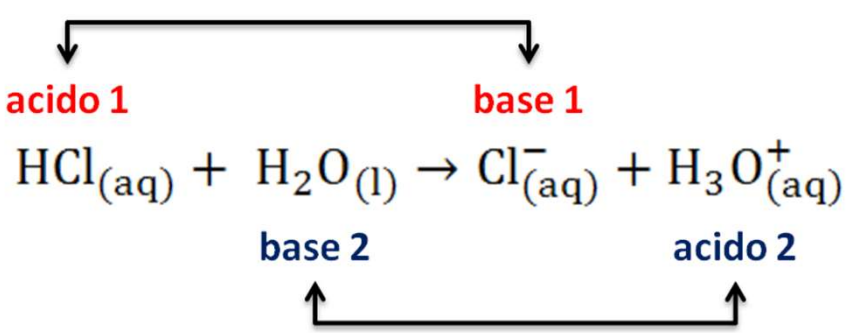
$$HCl_{(aq)} + NaOH_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)} + Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

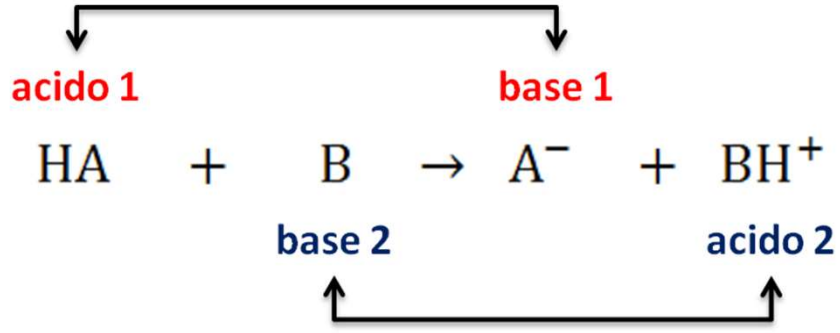
problemi con la definizione di Arrhenius:

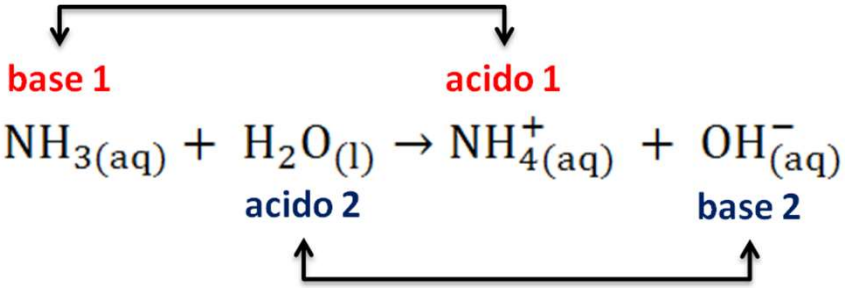
- *definizione non si applica a basi come NH_3*
- *si applica soltanto a sistemi acquosi (i.e. in cui il solvente è l’acqua)*

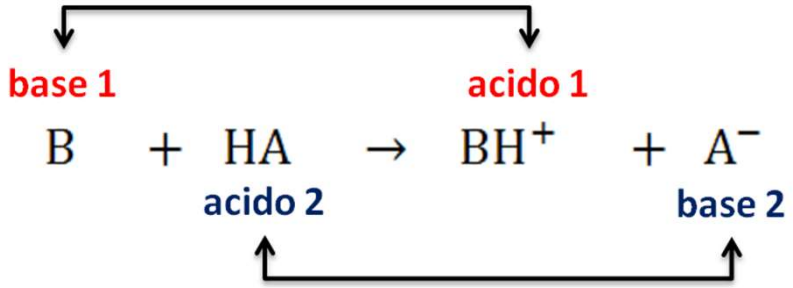
acidi e basi: definizioni

per Brønsted-Lowry reazione acido-base = trasferimento H^+









concetto **<u>coppia coniugata acido-base</u>**

vantaggio: H^+ può essere scambiato anche in ambiente non acquosi

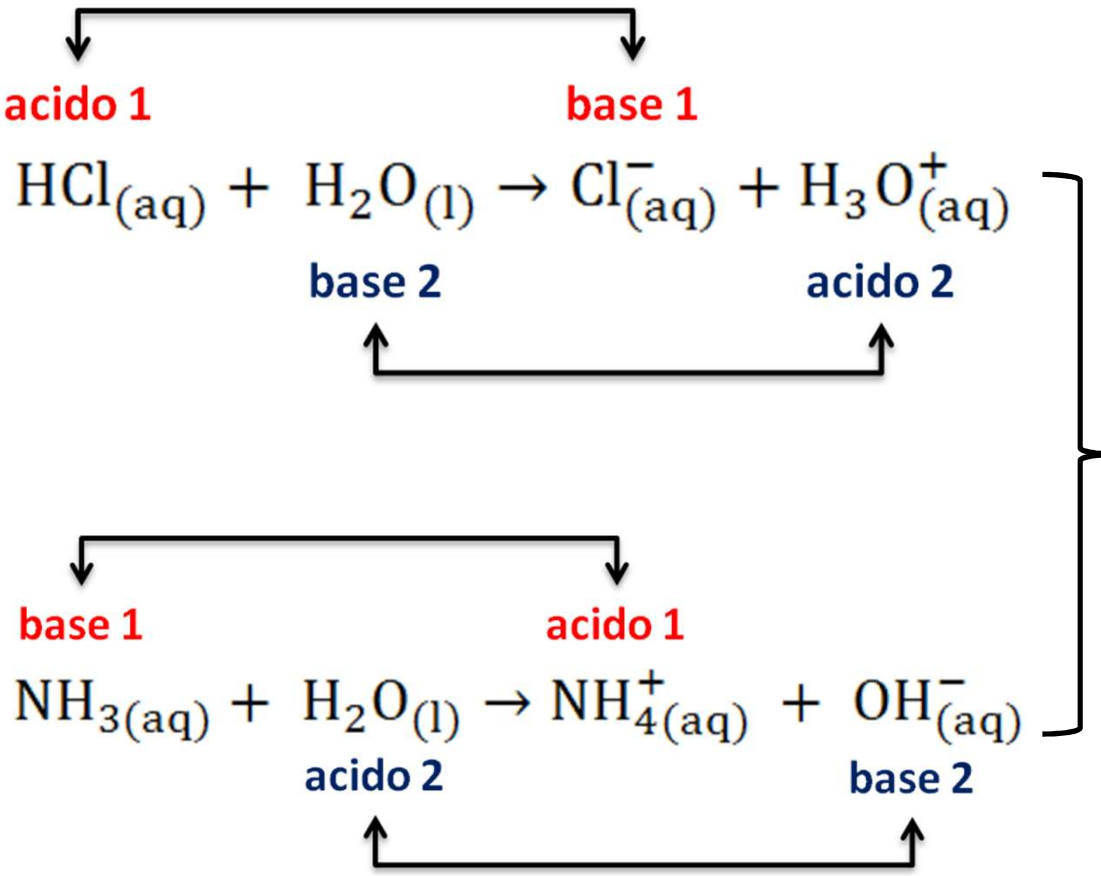
acidi e basi: definizioni

TABELLA 17.2 **Reazioni acido-base e coppie acido-base coniugate ***

Nome	Acido 1		Base 2	Base 1		Acido 2
Acido cloridrico	HCl	+	H_2O	Cl^-	+	H_3O^+
Acido nitrico	HNO_3	+	H_2O	NO_3^-	+	H_3O^+
Acido carbonico	H_2CO_3	+	H_2O	HCO_3^-	+	H_3O^+
Acido acetico	CH_3CO_2H	+	H_2O	$CH_3CO_2^-$	+	H_3O^+
Acido cianidrico	HCN	+	H_2O	CN^-	+	H_3O^+
Acido solfidrico	H_2S	+	H_2O	HS^-	+	H_3O^+
Ammoniaca	H_2O	+	NH_3	OH^-	+	NH_4^+
Ione carbonato	H_2O	+	CO_3^{2-}	OH^-	+	HCO_3^-
Acqua	H_2O	+	H_2O	OH^-	+	H_3O^+

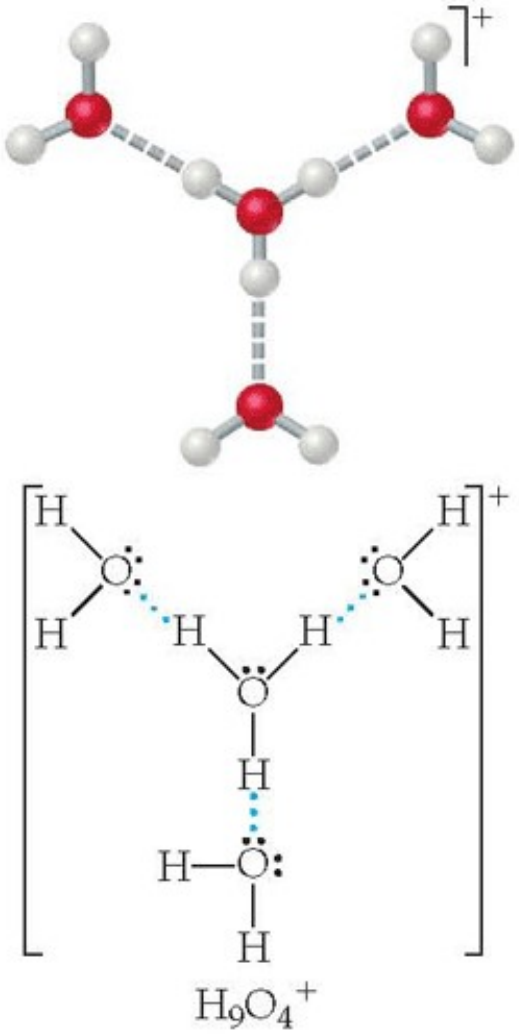
*Acido 1 e base 1 sono coppie coniugate, così come acido 2 e base 2.

acidi e basi: definizioni



l' H_2O può comportarsi sia da acido che da base ("**anfotero**")

struttura di H^+ in H_2O



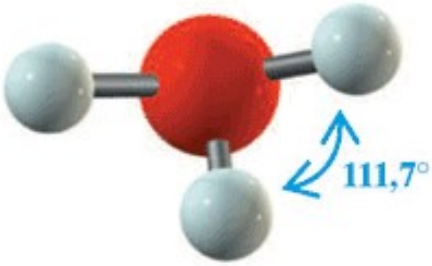


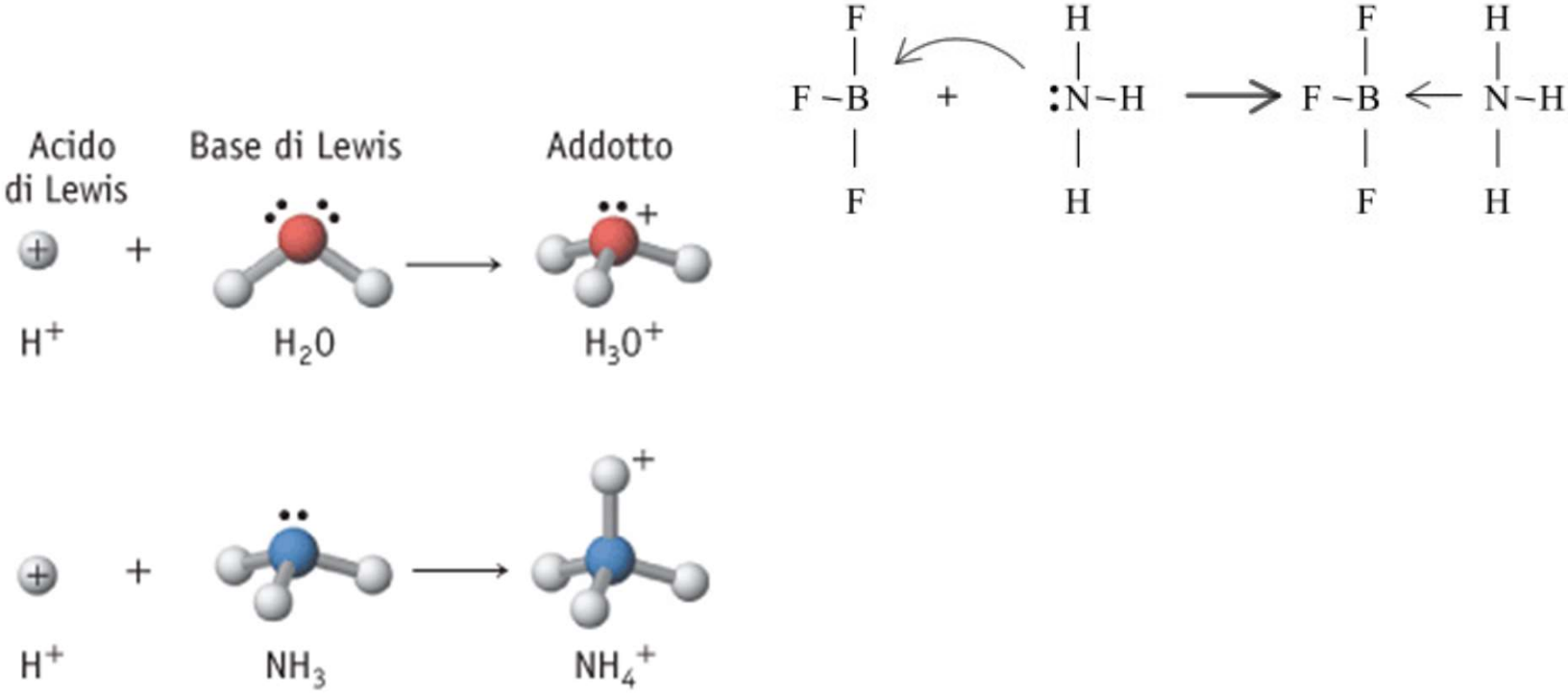
FIGURA 15.1 La struttura dello ione idronio (H_3O^+).

acidi e basi secondo Lewis

Lewis (1923)

una **base** è una sostanza capace di donare una coppia solitaria di elettroni;

un **acido** è una sostanza capace di accettare una coppia solitaria di elettroni;



auto-protolisi (o auto-ionizzazione) dell'H_2O

$$2H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_w = \underbrace{[H_3O^+] \cdot [OH^-]} = 1 \cdot 10^{-14} \quad (\text{a } 25°C)$$

"prodotto ionico" dell'acqua

valore della costante di equlibrio molto basso

esempio: se $[H_3O^+] = 10^{-3} \rightarrow [OH^-] = \frac{K_w}{[H_3O^+]} = 10^{-11}$

$[H_3O^+] > [OH^-]$ soluzione **acida** *(per aggiunta acido)*

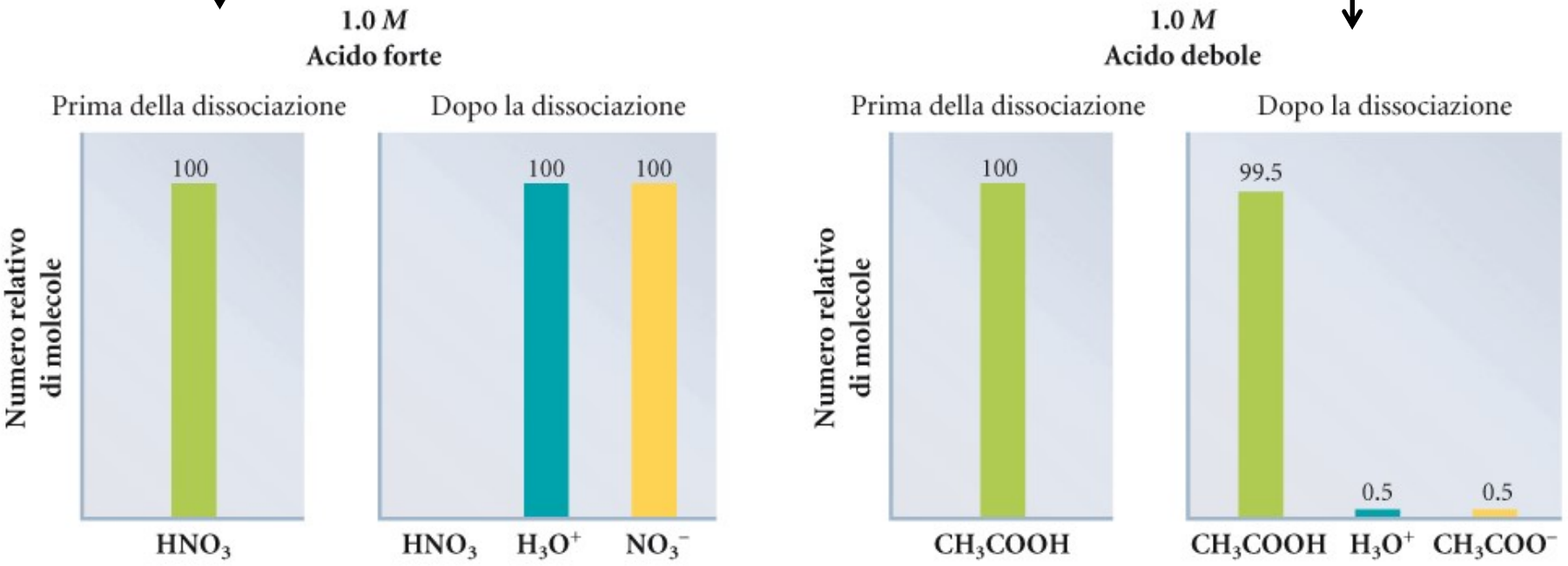
$[H_3O^+] < [OH^-]$ soluzione **basica** *(per aggiunta base)*

$[H_3O^+] = [OH^-]$ soluzione **neutra**

acidi e basi forti e deboli

$$HNO_{3(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_3O^+_{(aq)} + NO^-_{3(aq)}$$

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$



costanti acide (K_a) e basiche (K_b)

$$HA + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+ \qquad B + H_2O \rightleftarrows BH^+ + OH^-$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [A^-]}{[HA]} \qquad K_b = \frac{[BH^+] \cdot [OH^-]}{[B]}$$

“costante acida”
costante di ionizzazione (o idrolisi) acida

“costante basica”
costante di ionizzazione (o idrolisi) basica

sono costanti di equilibrio:
danno una misura della “forza” di un acido o base
rispetto alla reazione con H_2O (concetto relativo)

costanti acide (K_a) e basiche (K_b)

TABELLA 17.4 K_a di acidi deboli scelti

Formula	Nome	K_a
HSO_4^-	Ione idrogeno solfato	1.2×10^{-2}
$HClO_2$	Acido cloroso	1.2×10^{-2}
HF	Acido fluoridrico	7.2×10^{-4}
HNO_2	Acido nitroso	7.0×10^{-4}
$HC_3H_5O_3$	Acido lattico	1.3×10^{-4}
$HC_2H_3O_2$ (CH_3COOH)	Acido acetico	1.8×10^{-5}
$[Al(H_2O)_6]^{3+}$	Ione alluminio idrato	1.4×10^{-5}
HOCl	Acido ipocloroso	3.5×10^{-8}
HCN	Acido cianidrico	6.2×10^{-10}
NH_4^+	Ione ammonico	5.6×10^{-10}
HOC_6H_5	Fenolo	1.6×10^{-10}

TABELLA 4.4 Acidi e basi forti comuni

Acidi forti
HCl, HBr, HI, HNO_3, $HClO_4$, H_2SO_4

Basi forti
Idrossidi dei metalli del gruppo IA, come LiOH, NaOH, KOH

acidi e basi forti
a memoria !!!

relazione tra K_a e K_b per coppie coniungate

$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

acido **base**

base

$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} \qquad K_b = \frac{[OH^-] \cdot [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]}$$

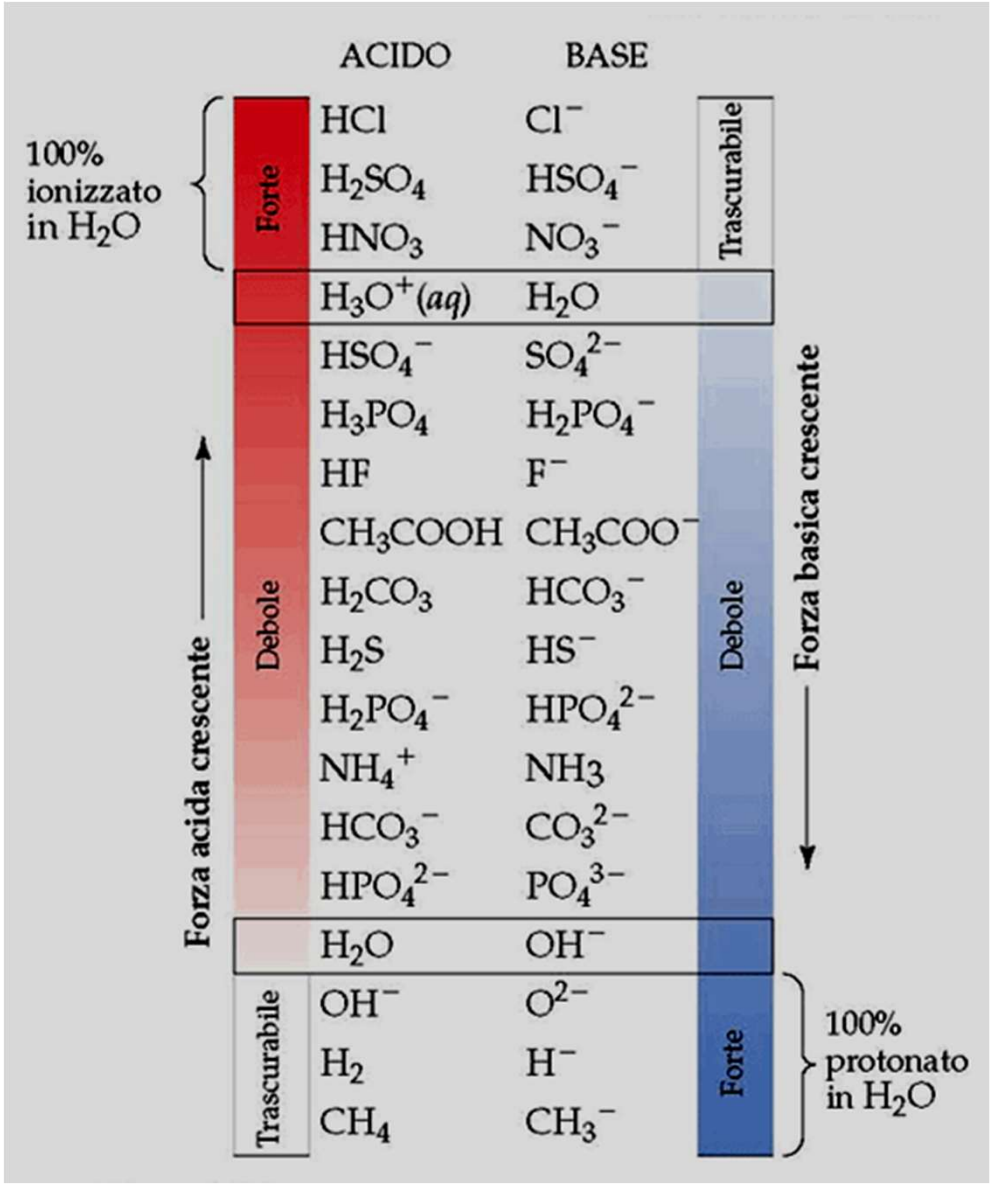
$$K_a \cdot K_b = \frac{[H_3O^+] \cdot \cancel{[CH_3COO^-]}}{\cancel{[CH_3COOH]}} \cdot \frac{[OH^-] \cdot \cancel{[CH_3COOH]}}{\cancel{[CH_3COO^-]}}$$

$$K_a \cdot K_b = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = K_w$$

(validità generale)

- tanto più forte l'acido, tanto più debole la base
- tanto più forte la base, tanto più debole l'acido

relazione tra K_a e K_b per coppie coniungate



$$K_a \cdot K_b = K_w$$

per la coppia

$$CH_3COOH \ / \ CH_3COO^-$$

$$K_a = 1.75 \cdot 10^{-5}$$

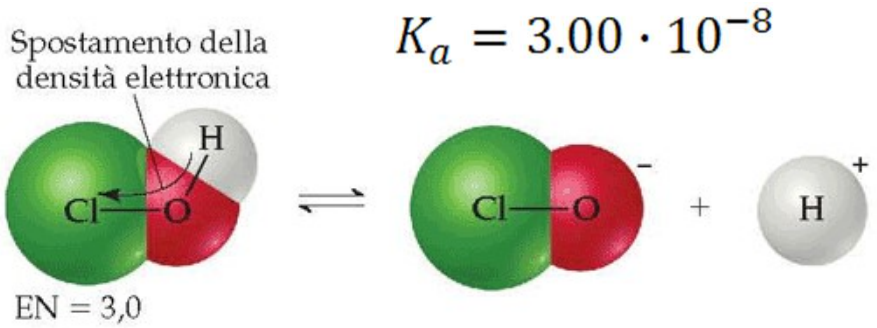
$$CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_3O^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = 5.71 \cdot 10^{-10}$$

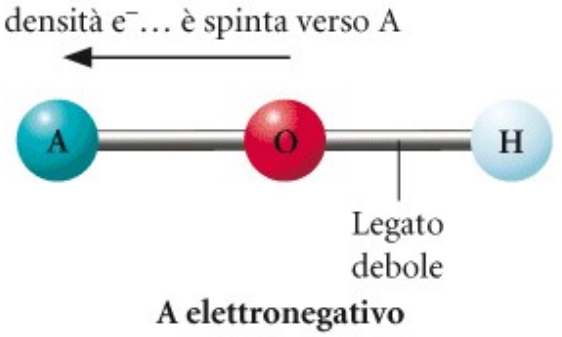
$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

struttura e K_a

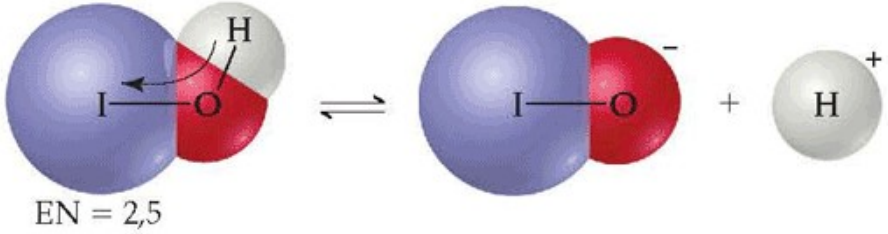
ossiacidi: effetto elettronegatività sulla K_a

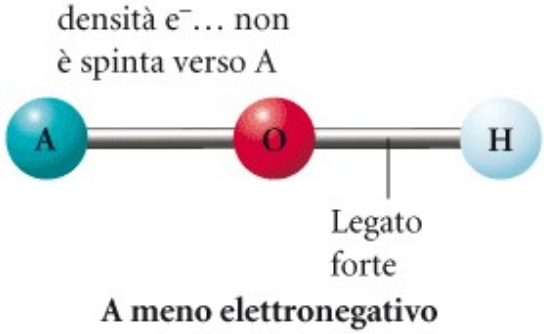


$$K_a = 3.00 \cdot 10^{-8}$$



$$K_a = 2.30 \cdot 10^{-11}$$





pH o pOH

pH

il logaritmo in base 10, cambiato di segno, del numero che esprime la concentrazione molare degli ioni H_3O^+

$$\mathrm{pH} = -\log\,[\mathrm{H_3O^+}]$$

$$\mathrm{pOH} = -\log[\mathrm{OH^-}]$$

$$\mathrm{p}K_a = -\log K_a$$

$$[\mathrm{H_3O^+}] \cdot [\mathrm{OH^-}] = 10^{-14}$$

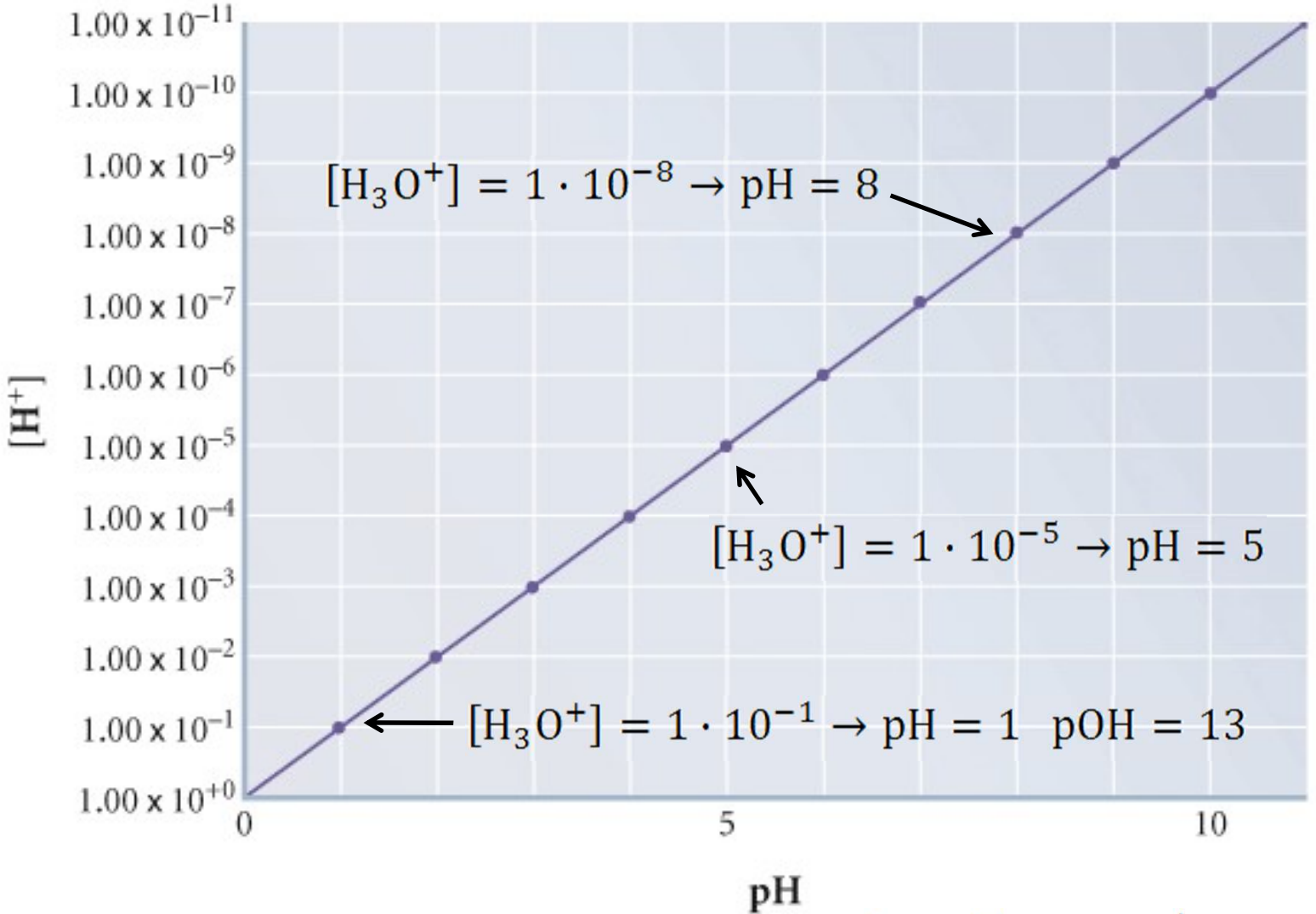
proprietà dei logaritmi

$$-\log\{[\mathrm{H_3O^+}] \cdot [\mathrm{OH^-}]\} = -\log 10^{-14}$$

$$(-\log[\mathrm{H_3O^+}]) + (-\log[\mathrm{OH^-}]) = 14$$

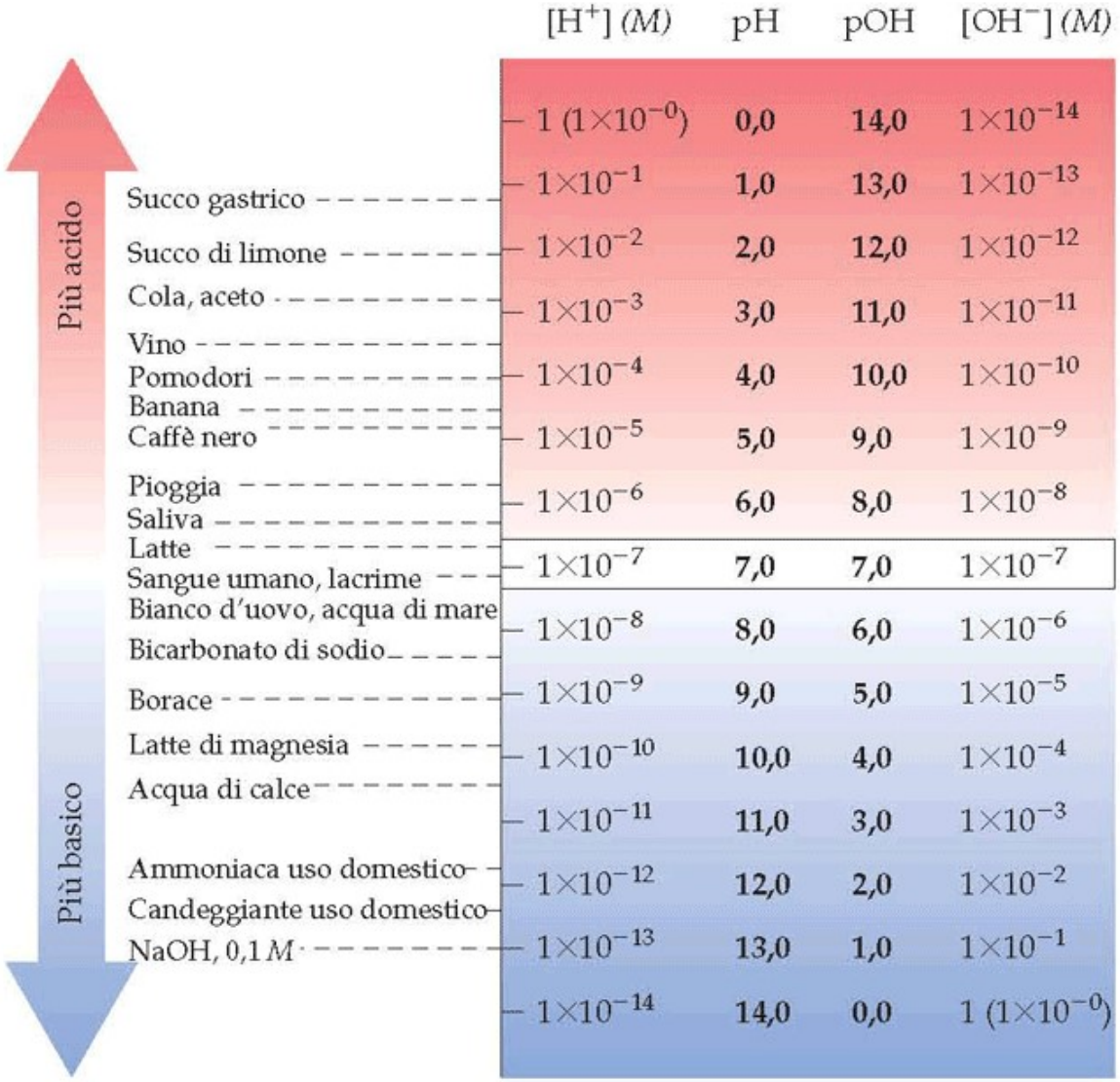
$$\mathrm{pH} + \mathrm{pOH} = 14$$

pH o pOH



$[H_3O^+] = 1 \cdot 10^{1} \rightarrow pH = -1$

pH o pOH



$[H_3O^+] > [OH^-]$

soluzione **acida**

$[H_3O^+] = [OH^-]$

soluzione **neutra**

$[H_3O^+] < [OH^-]$

soluzione **basica**

calcolo del pH per acidi e basi forti

$[HCl] = 10^{-5}\ M; \quad pH = ?$

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(l)} \leftarrow H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

	$HCl_{(aq)}$	+ $H_2O_{(l)}$	→ $Cl^-_{(aq)}$	+ $H_3O^+_{(aq)}$
inizialmente	10^{-5}		$-$	10^{-7}
all' equilibrio	$-$		10^{-5}	$(10^{-7} - x) + 10^{-5}$

$[H_3O^+] = (10^{-7} - x) + 10^{-5}$

$[OH^-] = (10^{-7} - x)$

$$K_w = [H_3O^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$[(10^{-7} - x) + 10^{-5}] \cdot [10^{-7} - x] = 10^{-14}$$

$$x^2 + (-2 \cdot 10^{-7} - 10^{-5})x + (10^{-14} + 10^{-12}) = 0$$

calcolo del pH per acidi e basi forti

$[HCl] = 10^{-5}\ M; \quad pH = ?$ $\qquad HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$

$$x^2 + \underbrace{(-2 \cdot 10^{-7} - 10^{-5})}_{b} x + \underbrace{(10^{-14} + 10^{-12})}_{c} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0 \qquad x = \frac{-b \pm \sqrt[2]{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 1.01 \cdot 10^{-5} \ oppure \ 9.9 \cdot 10^{-8}$$

$$[H_3O^+] = (10^{-7} - 9.9 \cdot 10^{-8}) + 10^{-5} = 0{,}000010001$$

$$pH = -\log[H_3O^+] = -\log[0{,}000010001] = 4.99995$$

calcolo del pH per acidi e basi forti

$[HCl] = 10^{-5}\ M; \quad pH = ?$

$$HCl_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

$$2H_2O_{(l)} \leftarrow H_3O^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

	$HCl_{(aq)}$	+ $H_2O_{(l)}$	→ $Cl^-_{(aq)}$	+ $H_3O^+_{(aq)}$
inizialmente	10^{-5}		$-$	10^{-7}
all' equilibrio	$-$		10^{-5}	$(10^{-7} - x) + 10^{-5}$

approssimazione → si trascura la autoprotolisi dell' H_2O

$$[H_3O^+] = (10^{-7} - x) + 10^{-5} \cong 10^{-5}\ M = C_a$$

$$pH = -\log[H_3O^+] \cong \log C_a = -\log[10^{-5}] = 5$$

(senza approssimazione era 4.99995)

approssimazione lecita per $C_a > 10^{-7}$

calcolo del pH per acidi e basi deboli

$[CH_3COOH] = 1\ \text{M};\quad K_a = 1.76 \cdot 10^{-5}\quad \text{pH} = ?$

	$CH_3COOH_{(aq)}$	+ $H_2O_{(l)}$ ⇄	$CH_3COO^-_{(aq)}$	+ $H_3O^+_{(aq)}$
inizialmente	$1\ (= C_0)$		0	$10^{-7} \approx 0$
all' equilibrio	$1 - x\ (= C_0 - x)$		x	x

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{x \cdot x}{(C_0 - x)}$$

$$(C_0 - x) \cdot K_a = x^2$$

$$x^2 - K_a x - C_0 K_a = 0$$

$$x = 4.20 \cdot 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = x = 4.20 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log 4.20 \cdot 10^{-3} = 2.376$$

calcolo del pH per acidi e basi deboli

$[CH_3COOH] = 1\ \text{M};\quad K_a = 1.76 \cdot 10^{-5}\quad \text{pH} = ?$

	$CH_3COOH_{(aq)}$	$+\ H_2O_{(l)} \rightleftarrows$	$CH_3COO^-_{(aq)}$	$+$	$H_3O^+_{(aq)}$
inizialmente	$1\ (= C_0)$		0		$10^{-7} \approx 0$
all' equilibrio	$1 - x\ (= C_0 - x)$		x		x

$$K_a = \frac{[H_3O^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{x \cdot x}{(C_0 - x)} \cong \frac{x^2}{C_0}$$

$$(C_0 - x) \approx C_0$$

approssimazione

si trascura la dissociazione dell'acido

$$x^2 = C_0 K_a \qquad x = \sqrt[2]{C_0 K_a} = 4.19 \cdot 10^{-3}$$

$$[H_3O^+] = x = 4.19 \cdot 10^{-3}$$

$$\text{pH} = -\log[H_3O^+] = -\log 4.19 \cdot 10^{-3} = 2.377$$

(senza approx. era 2.376)

Acidi poliprotici

TABELLA 17.9 Valori di K_a di una selezione di alcuni acidi poliprotici

Formula	Nome	K_{a_1}	K_{a_2}	K_{a_3}
H_3PO_4	Acido fosforico	7.4×10^{-3}	6.2×10^{-8}	4.8×10^{-13}
H_3AsO_4	Acido arsenico	5.0×10^{-3}	8.0×10^{-8}	6.0×10^{-10}
H_2CO_3	Acido carbonico	4.3×10^{-7}	5.6×10^{-11}	
H_2SO_4	Acido solforico	>1	1.2×10^{-2}	
H_2SO_3	Acido solforoso	1.5×10^{-2}	1.0×10^{-7}	
H_2S	Acido solfidrico	1.0×10^{-7}	1.0×10^{-15}	
$H_2C_2O_4$	Acido ossalico	6.5×10^{-2}	6.1×10^{-5}	

acidi diprotici

$$H_2A + H_2O_{(l)} \rightleftarrows HA^- + H_3O^+ \quad K_{a1}$$

$$HA^- + H_2O_{(l)} \rightleftarrows A^{2-} + H_3O^+ \quad K_{a2}$$

acidi triprotici

$$H_3A + H_2O_{(l)} \rightleftarrows H_2A^- + H_3O^+ \quad K_{a1}$$

$$H_2A^- + H_2O_{(l)} \rightleftarrows HA^{2-} + H_3O^+ \quad K_{a2}$$

$$HA^{2-} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows A^{3-} + H_3O^+ \quad K_{a3}$$

Acidi poliprotici

acido solforico

$$H_2SO_4 + H_2O_{(l)} \rightarrow HSO_4^- + H_3O^+ \quad K_{a1}(acido\ forte)$$

$$HSO_4^- + H_2O_{(l)} \rightleftarrows SO_4^{2-} + H_3O^+ \quad K_{a2} = 1.2 \cdot 10^{-2}$$

la maggior parte degli ioni H_3O^+ deriva dalla <u>prima dissociazione</u>

anche quando la prima dissociazione è debole,
il pH si calcola tenendo conto solo della prima dissociazione
(le K_a successive sono sempre più piccole)

acido carbonico

$$H_2CO_3 + H_2O_{(l)} \rightarrow HCO_3^- + H_3O^+ \quad K_{a1} = 4.3 \cdot 10^{-7}$$

$$HCO_3^- + H_2O_{(l)} \rightleftarrows CO_3^{2-} + H_3O^+ \quad K_{a2} = 5.6 \cdot 10^{-11}$$

idrolisi salina: pH di soluzioni saline

le soluzioni acquose di sali possono avere pH basici, neutri o acidi

la dissoluzione di un sale può influenzare il pH della soluzione!!!

esempio **idrolisi acida**

il catione è un acido coniugato di una base debole

$$K_a = 5.59 \cdot 10^{-10}$$

$$NH_4Cl_{(s)} \rightarrow \underset{\textbf{acido}}{NH_{4(aq)}^{+}} + Cl_{(aq)}^{-}$$

$$\underset{\textbf{acido}}{NH_{4(aq)}^{+}} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows NH_{3(aq)} + \underset{\textbf{base}}{H_3O_{(aq)}^{+}}$$

esempio **idrolisi basica**

l'anione è una base coniugata di un acido debole

$$K_b = 5.71 \cdot 10^{-10}$$

$$CH_3COONa_{(s)} \rightarrow \underset{\textbf{base}}{CH_3COO_{(aq)}^{-}} + Na_{(aq)}^{+}$$

$$\underset{\textbf{base}}{CH_3COO_{(aq)}^{-}} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows CH_3COOH_{(aq)} + \underset{\textbf{acido}}{OH_{(aq)}^{-}}$$

idrolisi salina: pH di soluzioni saline

TABELLA 17.10 Effetto del catione e dell'anione sull'acidità di un sale

Catione	Anione	Soluzione Acquosa	Esempio
Acido	Neutro	Acida	NH_4NO_3
Neutro	Basico	Basica	Na_2CO_3
Neutro	Neutro	Neutra	NaCl
Acido	Basico	Dipende dalla forza relativa di ognuno	

$$CH_3COONH_{4(s)} \rightarrow CH_3COO^-_{(aq)} + NH^+_{4(aq)}$$

$$NH^+_{4(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows NH_{3(aq)} + H_3O^+_{(aq)}$$

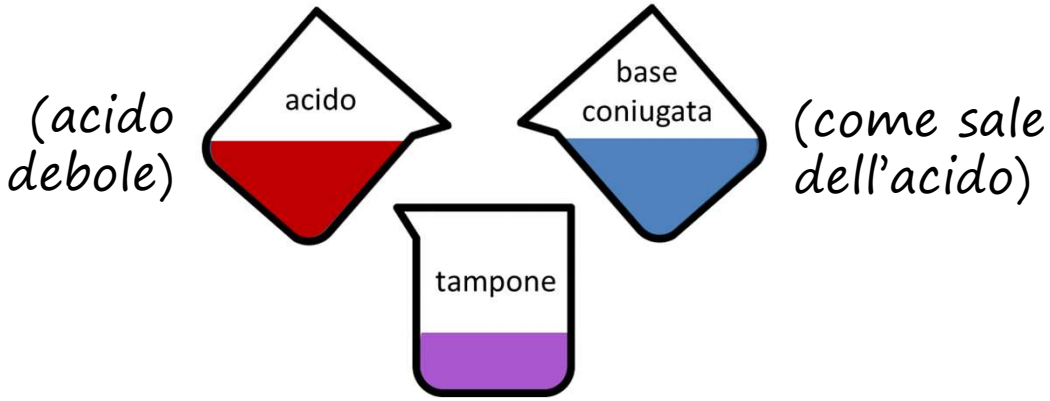
$$K_a = 5.59 \cdot 10^{-10}$$

$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftarrows CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$$

$$K_b = 5.71 \cdot 10^{-10}$$

soluzioni tampone

- miscela di **acido debole** + **base coniugata**
  (oppure base debole + acido coniugato)
- hanno la caratteristica di mantenere il ***pH praticamente costante***
  per piccole aggiunte di acidi o basi forti



CH_3COONa / CH_3COOH

se aggiungo [H_3O^+] $\quad CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightleftarrows CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

se aggiungo [OH^-] $\quad CH_3COOH_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \rightleftarrows CH_3COO^-_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

soluzioni tampone

$\mathrm{HA}\ /\ \mathrm{A^-}$

$$\mathrm{HA} + \mathrm{H_2O} \rightleftarrows \mathrm{A^-} + \mathrm{H_3O^+}$$
$$\mathrm{A^-} + \mathrm{H_3O} \rightleftarrows \mathrm{HA} + \mathrm{H_2O}$$

$$K_a = \frac{[\mathrm{H_3O^+}] \cdot [\mathrm{A^-}]}{[\mathrm{HA}]}$$

$$[\mathrm{H_3O^+}] = K_a \cdot \frac{[\mathrm{HA}]}{[\mathrm{A^-}]} \approx K_a \cdot \frac{[\mathrm{HA}]_0}{[\mathrm{A^-}]_0}$$

approssimazione!

$$-\log[\mathrm{H_3O^+}] = -\log\left(K_a \cdot \frac{[\mathrm{HA}]_0}{[\mathrm{A^-}]_0}\right) = -\log K_a + \log\frac{[\mathrm{A^-}]_0}{[\mathrm{HA}]_0}$$

equazione di
Henderson-Hasselbach
(calcolo pH di un tampone)

$$\mathrm{pH} = pK_a + \log\frac{[\mathrm{A^-}]_0}{[\mathrm{HA}]_0}$$

soluzioni tampone

1 mol CH_3COOH (pKa = 4.76) + **2 mol** CH_3COONa in **800ml** soluzione. pH?

$$[CH_3COOH]_0 = \frac{1\ \text{mol}}{0.8\ \text{l}} = 1.25\ \text{M}$$

$$[CH_3COO^-]_0 = \frac{2\ \text{mol}}{0.8\ \text{l}} = 2.5\ \text{M}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_\text{a} + \log\frac{[CH_3COO^-]_0}{[CH_3COOH]_0} = 4.76 + \log\frac{2.5}{1.25} = 5.06$$

(Henderson-Hasselbach)

soluzioni tampone

quanto aumenta il pH (che è di 5.06) per aggiunta di **0.4 mol** di HCl?

$$CH_3COO^-_{(aq)} + H_3O^+_{(aq)} \rightleftarrows CH_3COOH_{(aq)} + H_2O_{(l)}$$

approssimando,
la reazione avviene
quantitativamente

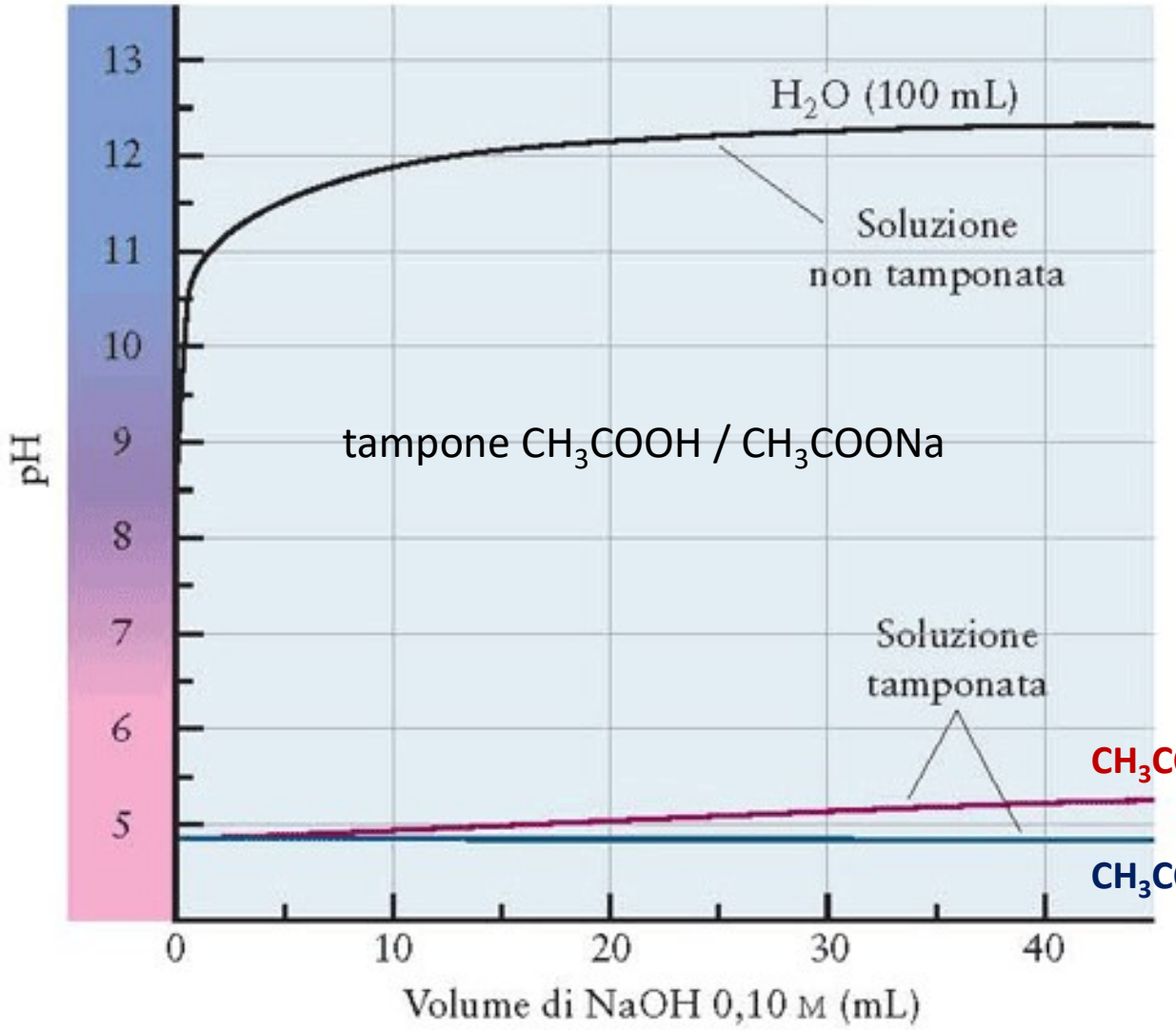
$$[CH_3COOH]_0 = \frac{1\ \text{mol} + 0.4\ \text{mol}}{0.8\ \text{l}} = 1.75\ \text{M}$$

$$[CH_3COO^-]_0 = \frac{2\ \text{mol} - 0.4\ \text{mol}}{0.8\ \text{l}} = 2.00\ \text{M}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_\text{a} + \log\frac{[CH_3COO^-]_0}{[CH_3COOH]_0} = 4.76 + \log\frac{2.00}{1.75} = 4.82$$

0.4 mol di HCl in 800ml di acqua pura porterebbero il pH a 0.30!!!

potere tamponante



- **concentrazione** tampone
- **rapporto** acido/base =1
- pH =pK_a $\pm$ 1

CH_3COOH 0.1M / CH_3COONa 0.1M

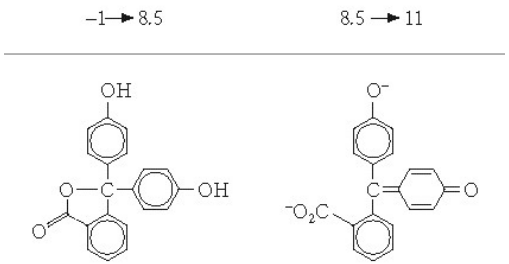
CH_3COOH 1M / CH_3COONa 1M

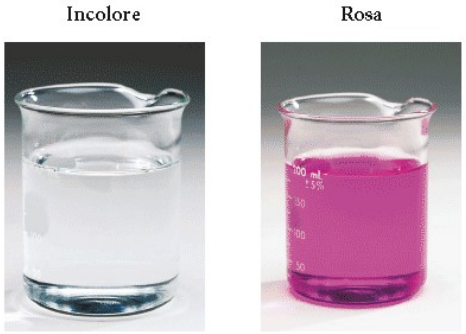
indicatori di pH

$$HA + H_2O \rightleftarrows A^- + H_3O^+$$

acidi o basi deboli le cui coppia coniugate hanno colori diversi

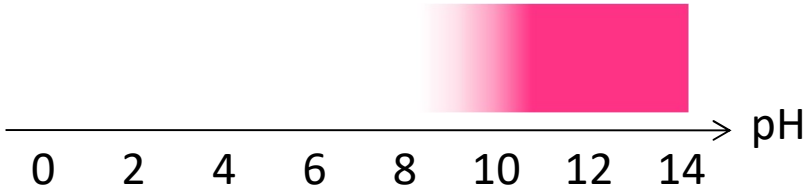
	Intervalli di pH per i cambiamenti di colore (0 2 4 6 8 10 12 14)
Violetto di metile	Giallo – Viola
Blu di timolo	Rosso – Giallo; Giallo – Blu
Metilarancio	Rosso – Giallo
Rosso di metile	Rosso – Giallo
Blu di bromotimolo	Giallo – Blu
Fenolftaleina	Incolore – Rosa
Giallo di alizarina R	Giallo – Rosso

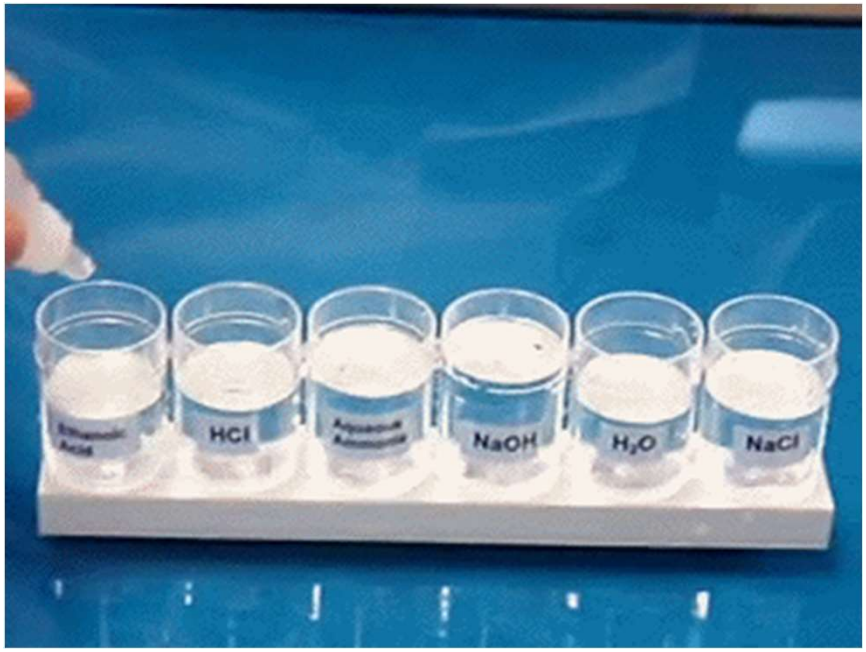




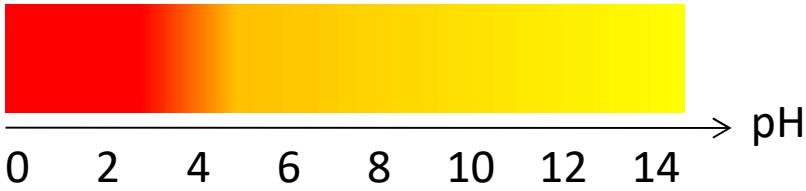
indicatori di pH

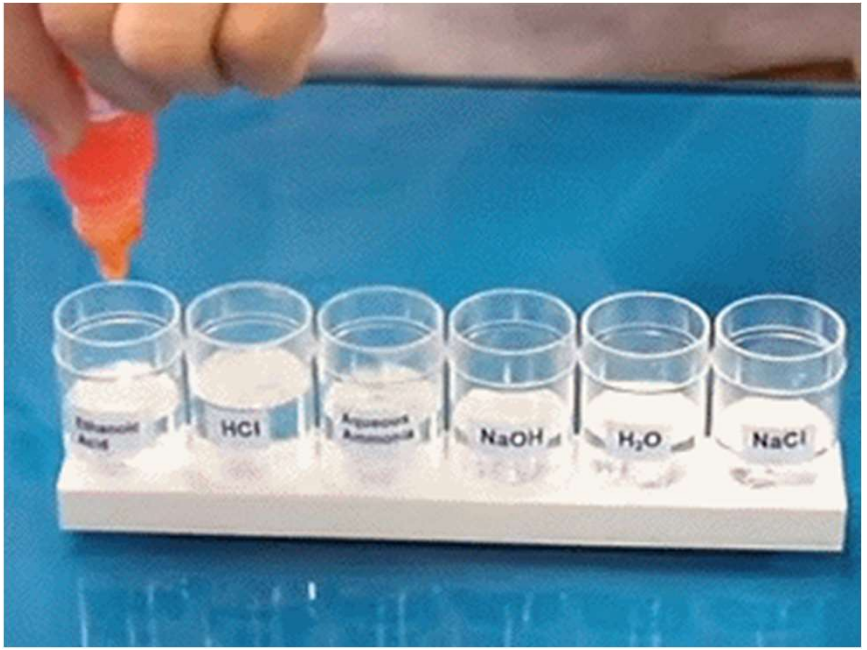
fenolftaleina





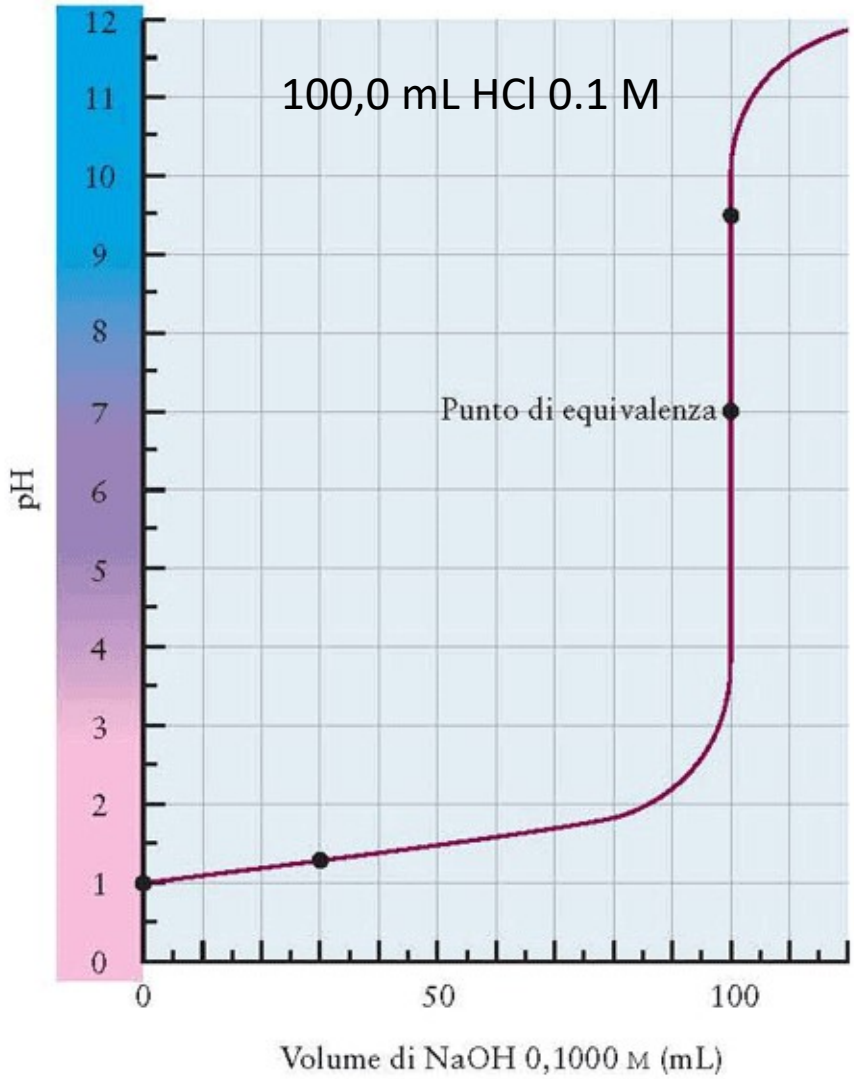
metil arancio



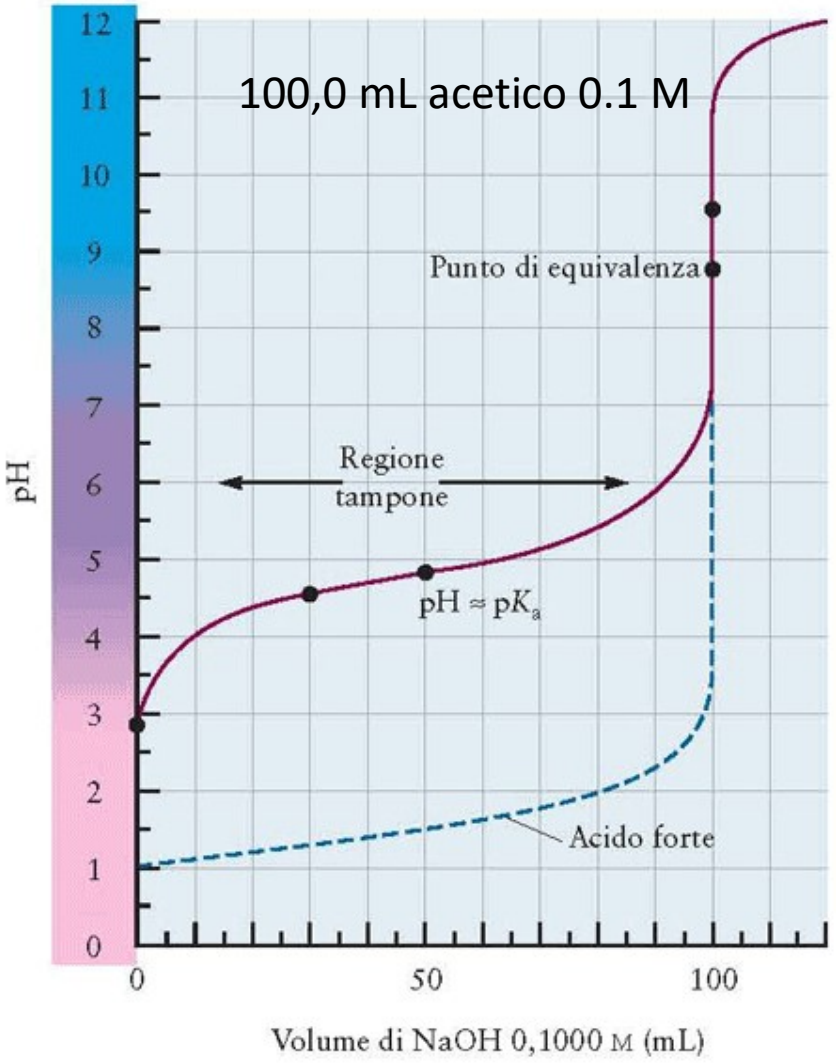


pH e reazioni acido-base: titolazioni

reazione di acido forte con base forte



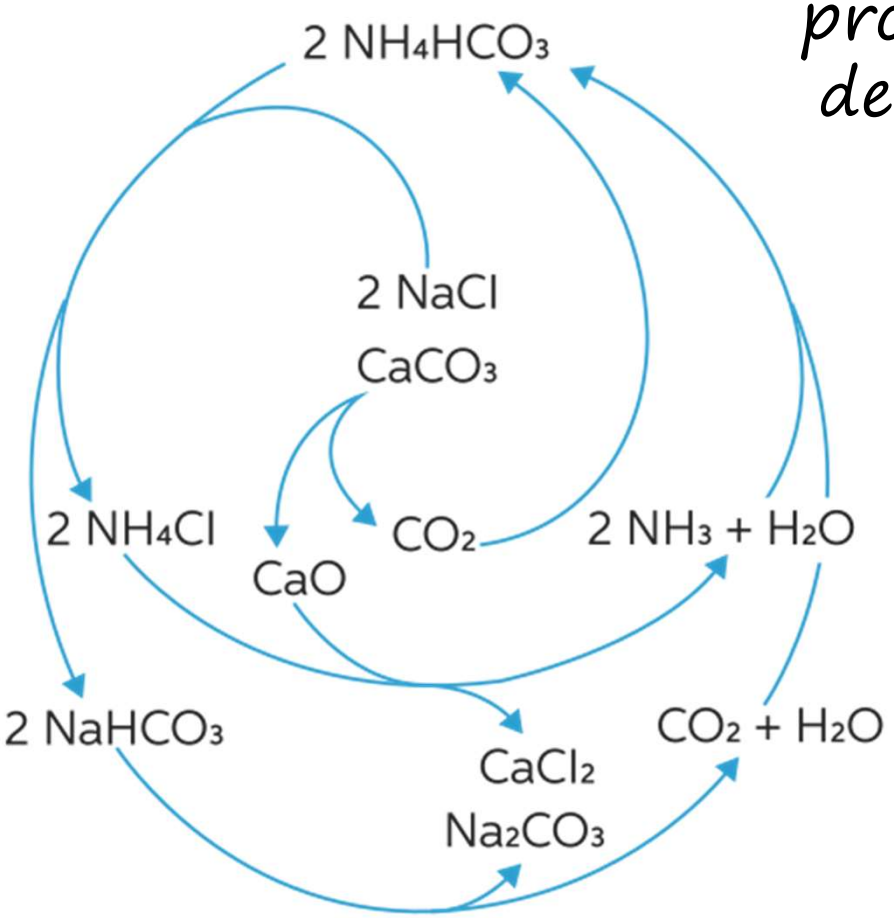
reazione di acido debole con base forte



processo Solvay

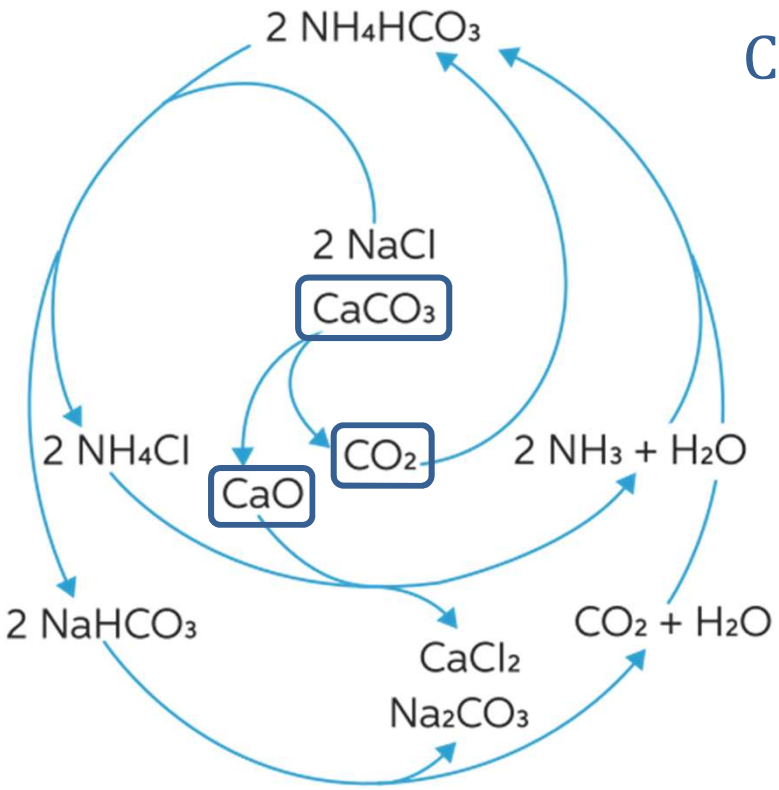
$$2NaCl_{(s)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)}$$

produzione della soda



processo Solvay

$$2NaCl_{(s)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)}$$

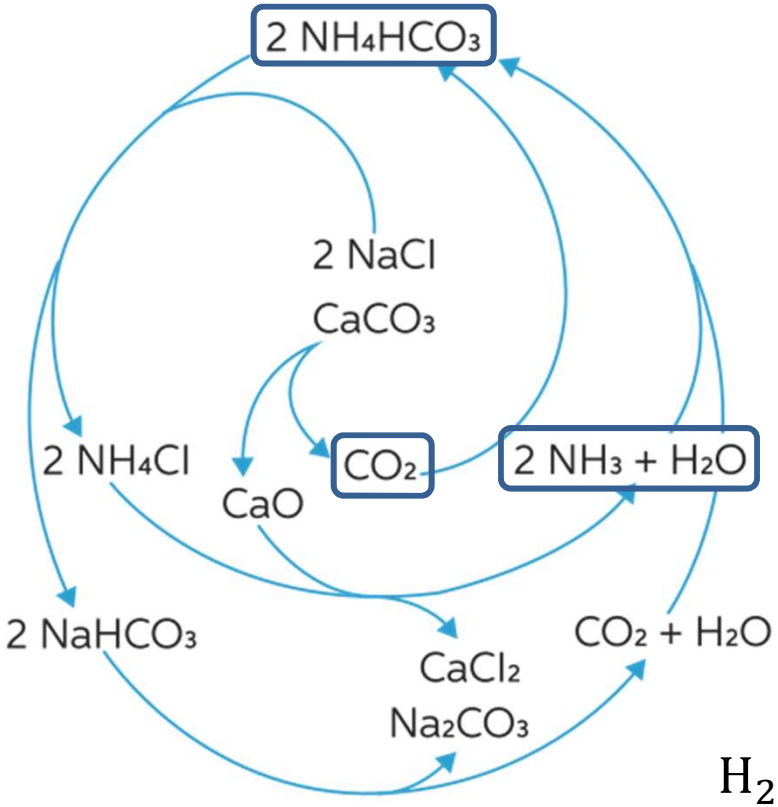


$$CaCO_{3(s)} \xrightarrow{1000°C} CaO_{(s)} + CO_{2(g)}$$

dissociazione termica del carbonato di calcio

processo Solvay

$$2NaCl_{(s)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)}$$



$$CO_{2(g)} + 2NH_{3(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow$$

$$2NH^+_{4(aq)} + 2HCO^-_{3(aq)}$$

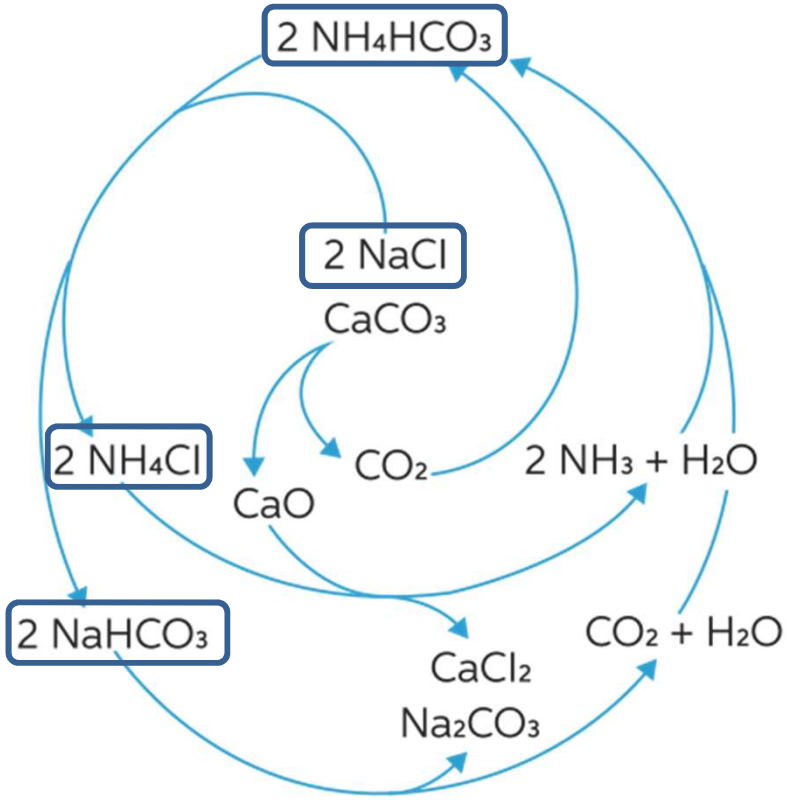
sintesi bicarbonato di ammonio (solubile)

$$CO_{2(g)} + H_2O_{(l)} \rightarrow H_2CO_{3(aq)}$$

$$H_2CO_{3(aq)} + NH_{3(aq)} \rightarrow NH^+_{4(aq)} + HCO^-_{3(aq)}$$

processo Solvay

$$2NaCl_{(s)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)}$$



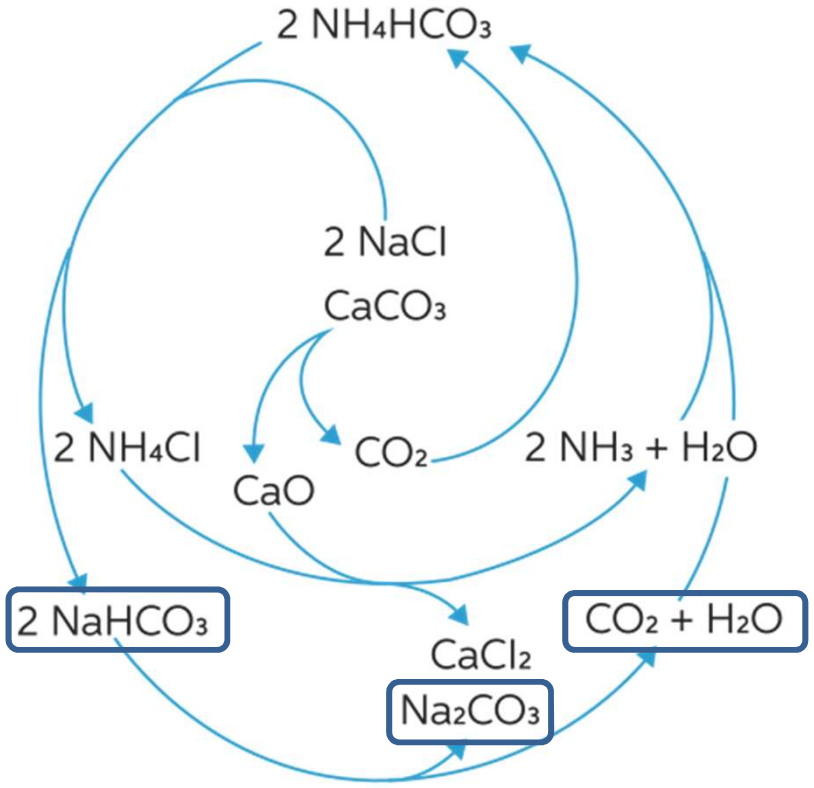
< 15°C

$$Na^+_{(aq)} + HCO^-_{3(aq)} \rightarrow NaHCO_{3(s)} \downarrow$$

precipitazione del bicarbonato di sodio

processo Solvay

$$2NaCl_{(s)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)}$$



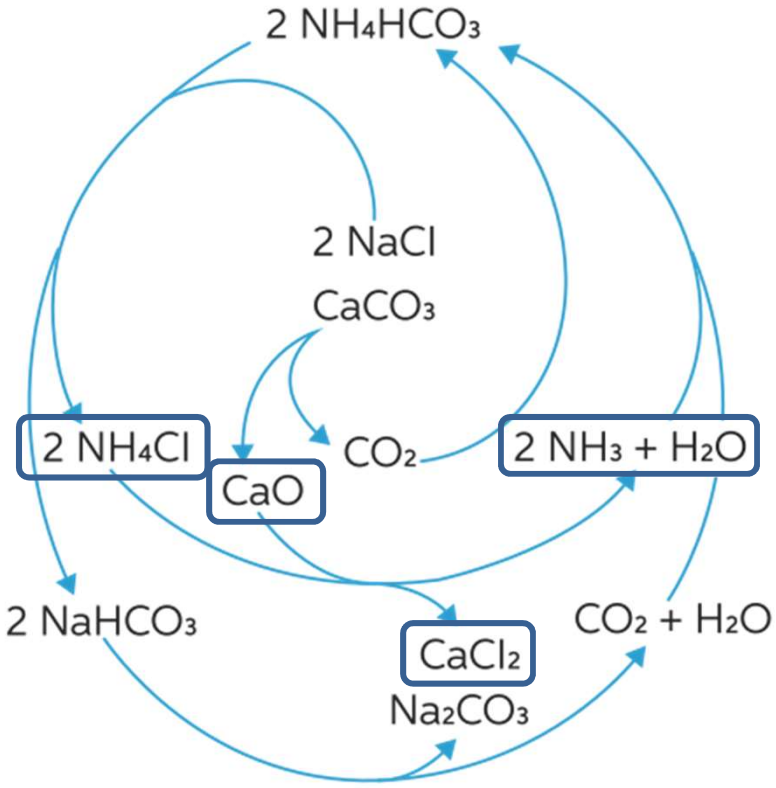
$$2NaHCO_{3(s)} \xrightarrow{150°C} Na_2CO_{3(s)}$$

$$+CO_{2(g)} + H_2O_{(l)}$$

dissociazione termica del bicarbonato di sodio

processo Solvay

$$2NaCl_{(s)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)}$$



$$CaO_{(s)} + 2NH_4Cl_{(aq)} \rightarrow$$

$$CaCl_{2(aq)} + 2NH_{3(g)} + H_2O_{(l)}$$

rigenerazione dell'ammoniaca

$$CaO_{(s)} + H_2O_{(l)} \rightarrow Ca(OH)_{2(aq)}$$

$$Ca(OH)_{2(aq)} \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$$

$$OH^-_{(aq)} + NH^+_{4(aq)} \rightarrow NH_{3(aq)} + H_2O_{(l)}$$

processo Solvay

$$2NaCl_{(s)} + CaCO_{3(s)} \rightarrow CaCl_{2(s)} + Na_2CO_{3(s)}$$