

## LE SOLUZIONI TAMPONE nel quotidiano

Il mare è una **soluzione tampone**;

Il sangue è un **sistema tampone**, il **pH** del sangue è **7.4**; il suo sistema tampone è costituito da diverse coppie acido debole/base coniugata tra cui  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ , diversi tamponi di natura proteica, ad es. emoglobina/emoglobinato.

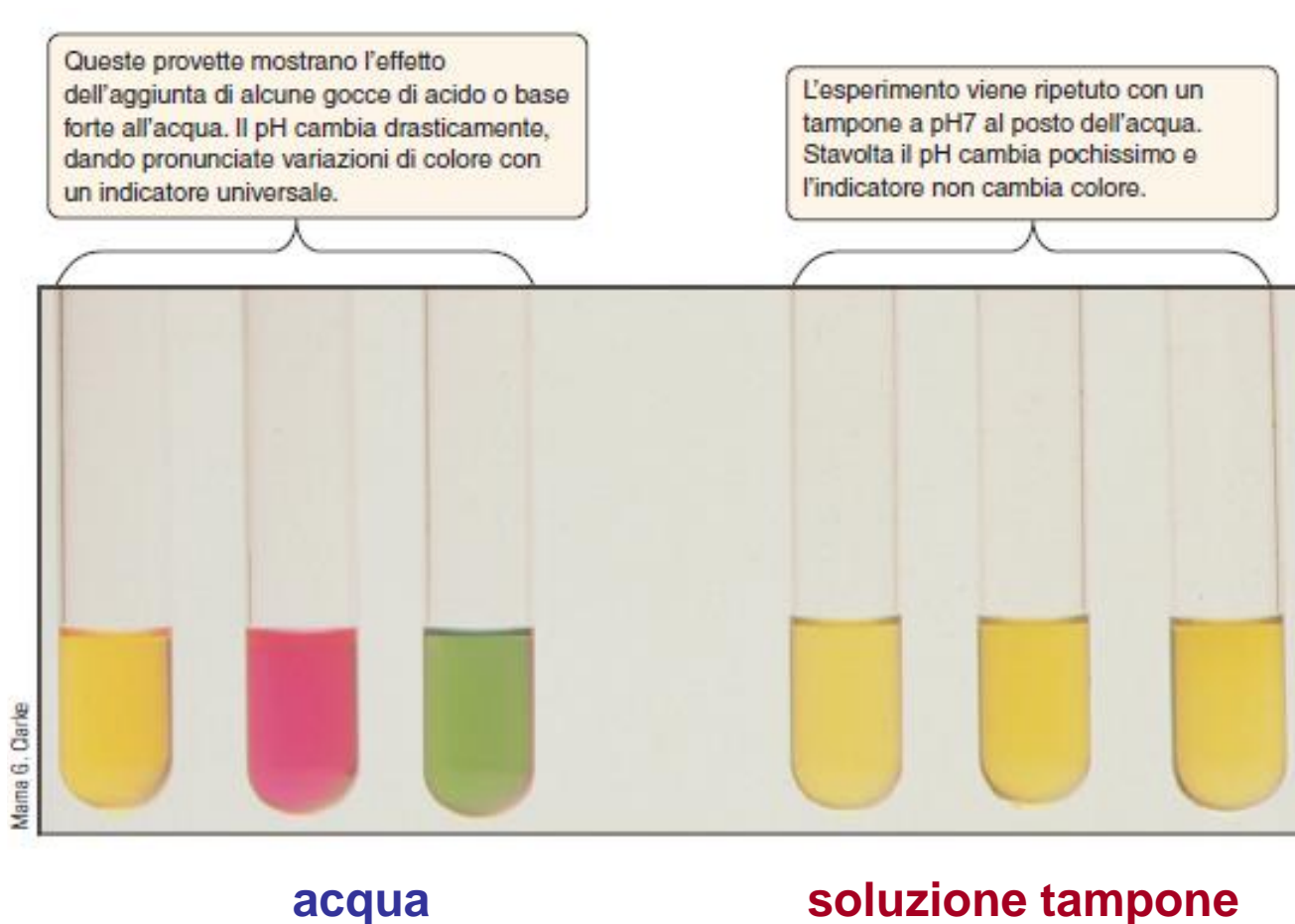
La coppia  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  ha una scarsa capacità di assorbire ioni  $\text{OH}^-$  e una grande capacità di assorbire ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$ , e questo è un bene perché i processi vitali producono molti più ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  che ioni  $\text{OH}^-$ .

Molte medicine sono tamponate per evitare danni gastrici.

# LE SOLUZIONI TAMPONE

*Una soluzione tampone contiene una **coppia acido debole/base coniugata** (o **base debole/acido coniugato**) dove sia l'acido che la base sono presenti in **concentrazioni significative**.*

*Una soluzione tampone **mantiene costante il pH** dopo l'aggiunta di **piccole quantità di un acido o di una base forte**.*



# LE SOLUZIONI TAMPONE

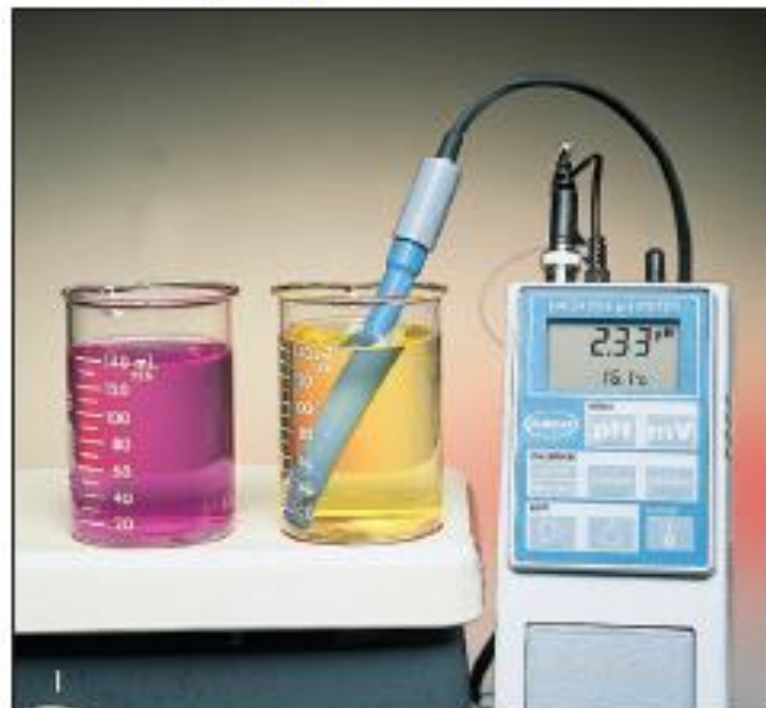
*Una soluzione tampone mantiene costante il pH dopo l'aggiunta di piccole quantità di un acido o di una base forte.*

Prima



(a) Il pH-metro indica il pH di acqua che contiene una traccia di acido (e dell'indicatore acido-base blu bromofenolo). La soluzione a sinistra è un tampone con pH circa 7 (anch'essa contiene blu bromofenolo)

Dopo aggiunta di HCl 0.10 M



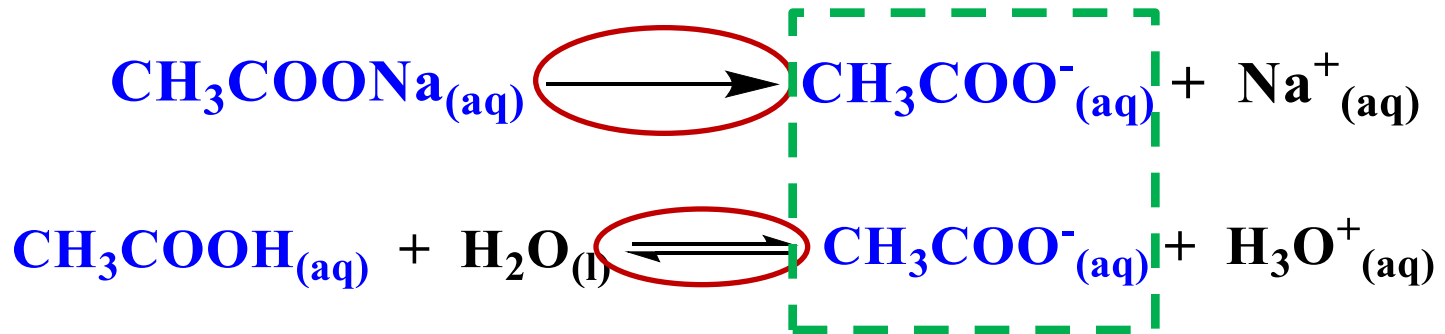
(b) Quando si aggiungono 5 mL di HCl 0.10 M a ognuna delle soluzioni, il pH dell'acqua scende di diverse unità, mentre il pH del tampone resta costante, come evidenziato anche dall'indicatore che non cambia colore.

## LE SOLUZIONI TAMPONE:

### *classi ed esempi*

Una soluzione di un **acido debole** contenente un **sale dell'acido debole**:  **$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$** ;

Una soluzione di una **base debole** contenente un **sale della base debole**:  **$\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$** .



Calcolare la concentrazione degli ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  e il pH di una soluzione tampone formata da  $\text{CH}_3\text{COOH}$  0.1 M e  $\text{CH}_3\text{COONa}$  0.2 M.

## LE SOLUZIONI TAMPONE:

Confronto tra una **soluzione di  $\text{CH}_3\text{COOH}$** , una di  **$\text{CH}_3\text{COONa}$**   
e una **soluzione tampone  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$**



Charles D. Winters

Soluzione acquosa  
di acido acetico  
pH 2.7

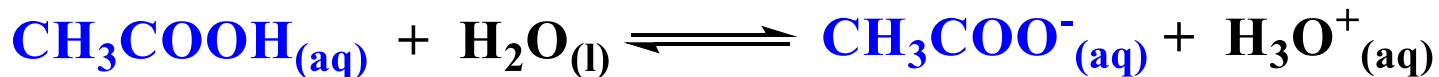
Soluzione acquosa  
di acetato di sodio  
pH 9

Miscela  
di acido acetico  
ed acetato di sodio

## LE SOLUZIONI TAMPONE:

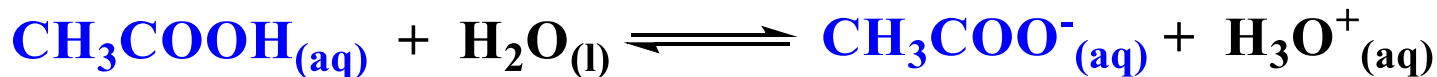
Confronto tra una **soluzione di  $\text{CH}_3\text{COOH}$**  e una **soluzione tampone  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$**

**soluzione di  $\text{CH}_3\text{COOH}$**



in	Ca	<b>---</b>
equil	Ca - x	x

**soluzione tampone  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$**



in	Ca	<b>Cs</b>
equil	Ca - x	Cs + x

## LE SOLUZIONI TAMPONE:

Confronto tra una **soluzione di  $\text{CH}_3\text{COOH}$**  e una **soluzione tampone  $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$**

**TABELLA 19-1** *Paragone tra  $[\text{H}_3\text{O}^+]$  e pH nelle soluzioni di acido acetico e acido acetico-acetato di sodio*

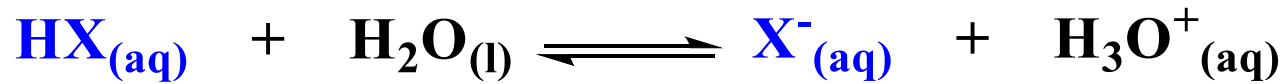
Soluzione	% $\text{CH}_3\text{COOH}$ Ionizzato	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	pH
0.10 M $\text{CH}_3\text{COOH}$	1.3%	$1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$	2.89
0.10 M $\text{CH}_3\text{COOH}$			
e 0.20 M $\text{NaCH}_3\text{COO}$	0.0090%	$9.0 \times 10^{-6} \text{ M}$	5.05

}  $\Delta\text{pH} = 2.16$

Riflettiamo sui numeri

## LE SOLUZIONI TAMPONE:

### *L'equazione di Henderson - Hasselbach*



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{X}^{-}]}{[\text{HX}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = K_a \frac{[\text{HX}]}{[\text{X}^{-}]} \quad [\text{H}_3\text{O}^{+}] = K_a \frac{[\text{HX}]}{[\text{base coniugata}]}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HX}]}{[\text{base coniugata}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HX}]}{[\text{base coniugata}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{C_a}{C_s}$$

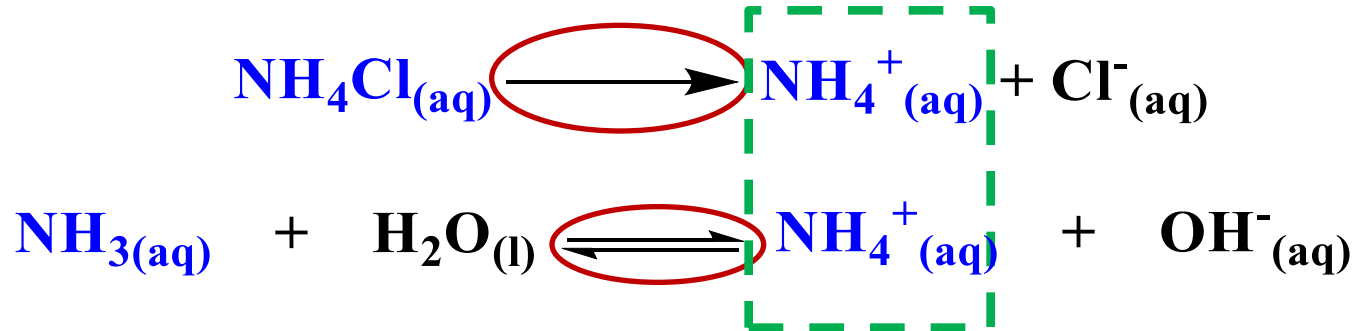
*L'equazione di Henderson - Hasselbach*



## LE SOLUZIONI TAMPONE:

### *classi ed esempi*

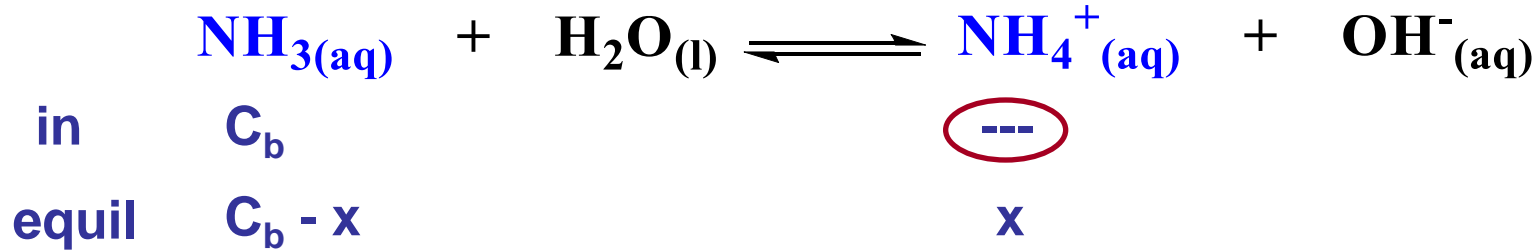
Una soluzione di una **base debole** contenente un **sale** della base debole:  **$NH_3/NH_4Cl$** .



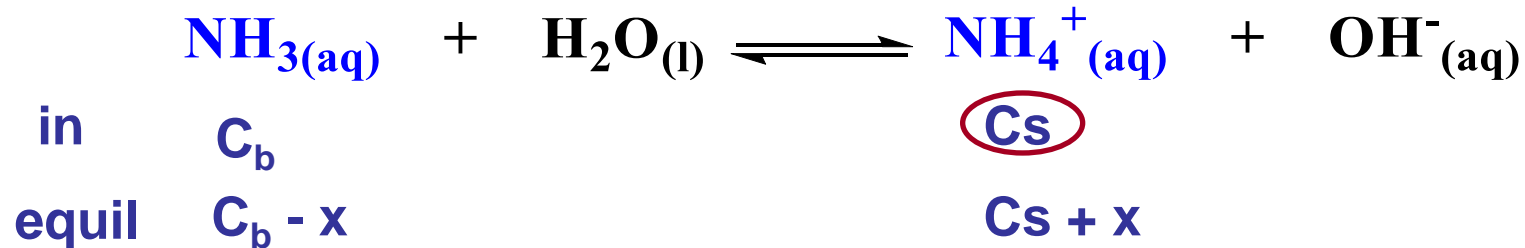
Calcolare la concentrazione degli ioni  $OH^-$  e il pH di una soluzione tampone formata da  $NH_3$  0.2 M e  $NH_4Cl$  0.1 M.

**LE SOLUZIONI TAMPONE:**  
**Confronto tra una *soluzione di NH<sub>3</sub>* e una**  
***soluzione tampone NH<sub>3</sub>/NH<sub>4</sub>Cl***

*soluzione di NH<sub>3</sub>*



*soluzione tampone NH<sub>3</sub>/NH<sub>4</sub>Cl*



**LE SOLUZIONI TAMPONE:**  
**Confronto tra una *soluzione di NH<sub>3</sub>* e una**  
***soluzione tampone NH<sub>3</sub>/NH<sub>4</sub>Cl***

**TABELLA 19-2** *Paragone tra [OH<sup>-</sup>] e pH nelle soluzioni di ammoniaca e ammoniaca-cloruro di ammonio*

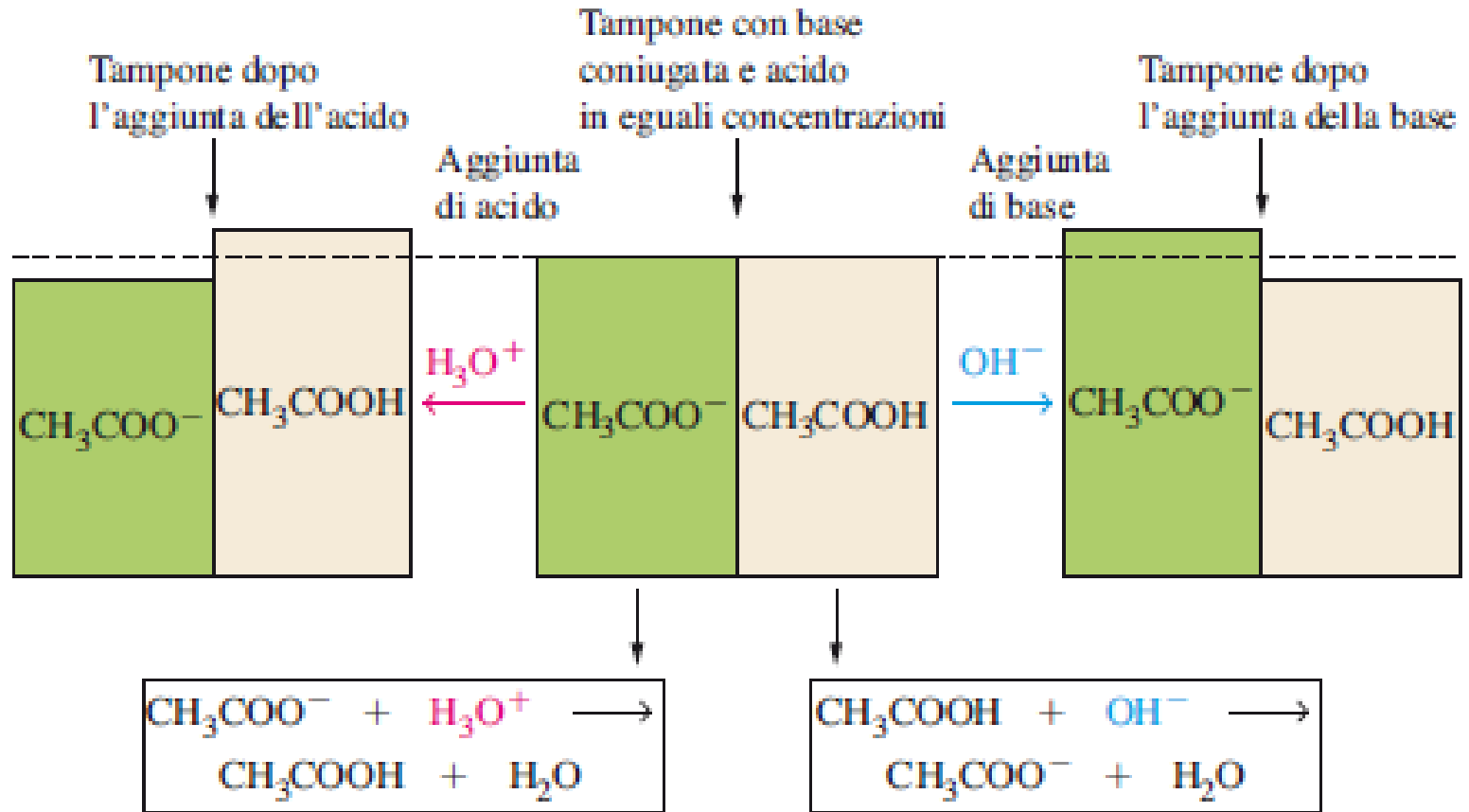
Soluzione	% di NH <sub>3</sub> Ionizzata	[OH <sup>-</sup> ]	pH
0.20 M aq NH <sub>3</sub>	0.95%	$1.9 \times 10^{-3} M$	11.28
0.20 M aq NH <sub>3</sub> e 0.10 M aq NH <sub>4</sub> Cl	0.018%	$3.6 \times 10^{-5} M$	9.56

} ΔpH = -1.72

**Riflettiamo sui numeri**

# LE SOLUZIONI TAMPONE:

## *Come funzionano*



## LE SOLUZIONI TAMPONE:

***Variazioni di pH*** causate dall'aggiunta di acido o di base forte ad un litro di soluzione

**TABELLA 19-3** *Variazioni di pH causate dall'aggiunta di acido o di base ad un litro di soluzione*

1 L di soluzione di partenza	Aggiungiamo 0.010 moli di NaOH(s)		Aggiungiamo 0.010 moli di HCl(g)	
	<i>variazione di pH</i>	$[H_3O^+]$ <i>diminuisce di un fattore</i>	<i>variazione di pH</i>	$[H_3O^+]$ <i>aumenta di un fattore</i>
soluzione tampone (0.10 M NaCH <sub>3</sub> COO e 0.10 M CH <sub>3</sub> COOH)	+0.08 unità di pH	1.2	-0.08 unità di pH	1.2
0.10 M CH <sub>3</sub> COOH	+0.91	8.1	-0.89	7.8
H <sub>2</sub> O pura	+5.00	100000	-5.00	100000

**Riflettiamo sui numeri**

# LE SOLUZIONI TAMPONE:

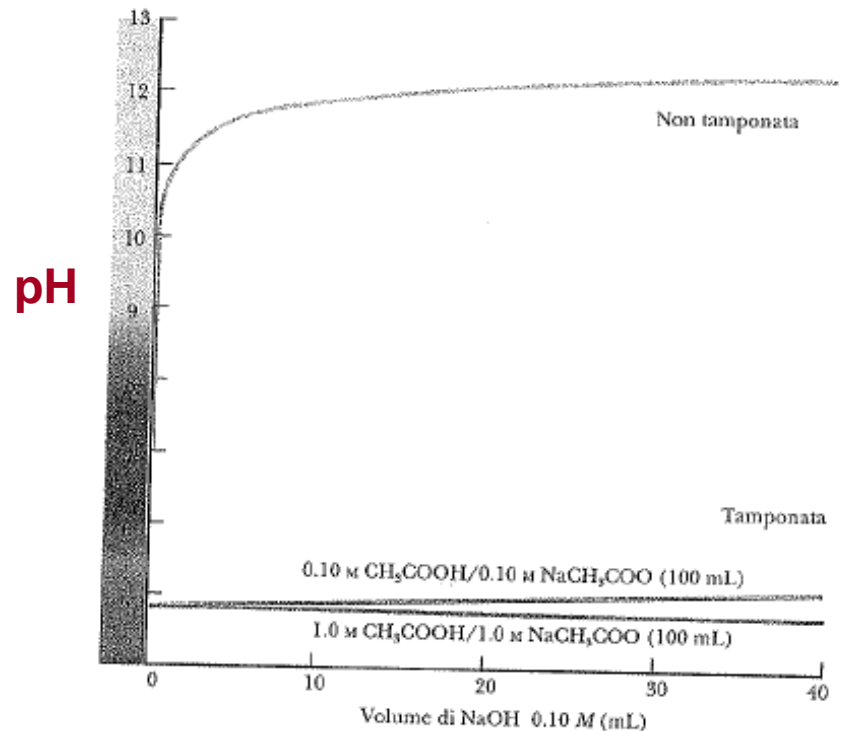
## *La capacità tamponante*

La **capacità tamponante** è il numero di moli di acido forte o di base forte che è necessario aggiungere ad **1 L** di soluzione tampone per modificare il suo **pH di un'unità**.

Intervallo tampone

$$\text{pKa} - 1 < \text{pH} < \text{pKa} + 1$$

Effetto della **diluizione** sulla capacità tamponante



# LE SOLUZIONI TAMPONE:

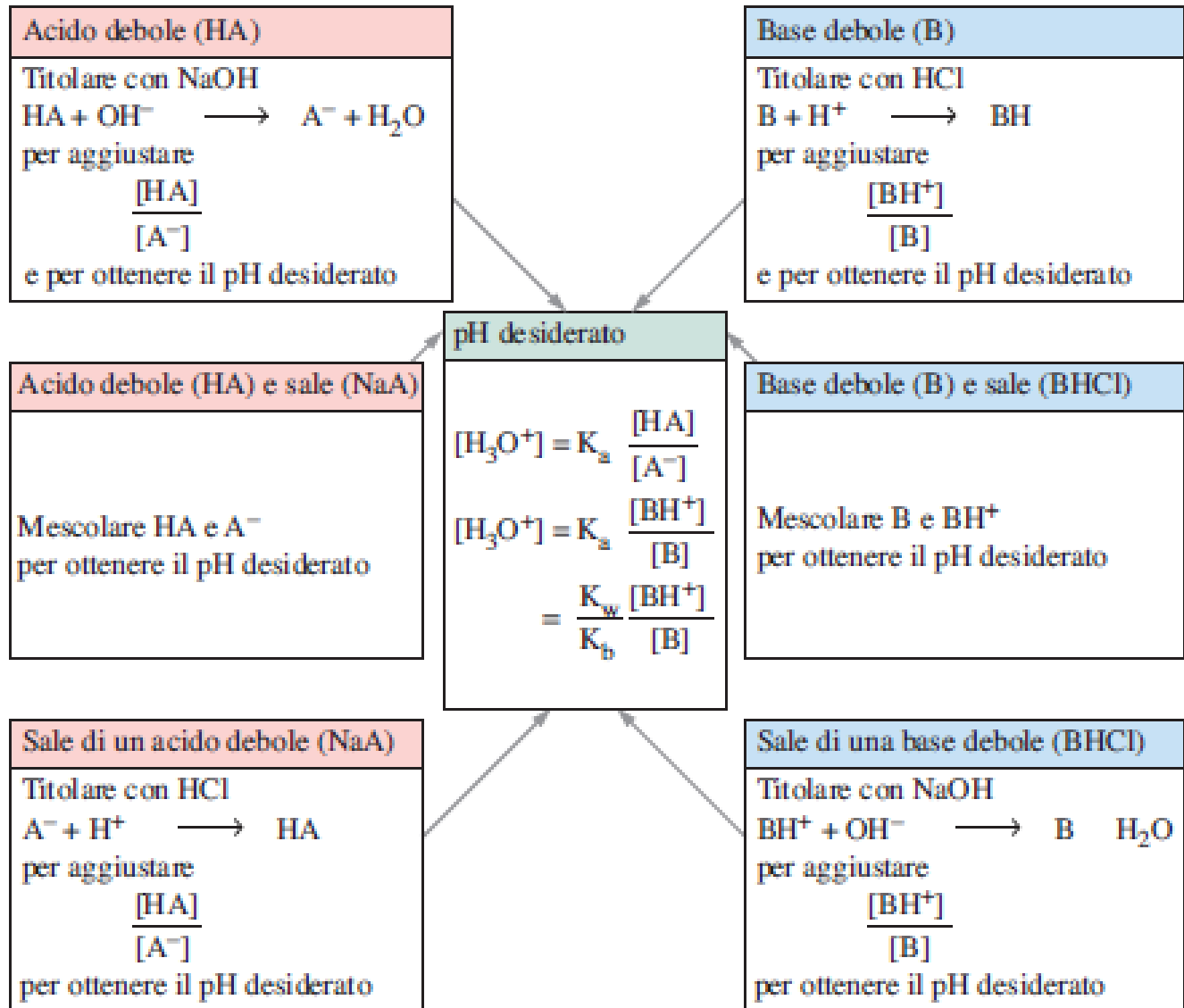
## *esempi*

**TABELLA 14.1** Sistemi tampone con differenti valori di pH

pH desiderato	Sistema tampone		$K_a$ (acido debole)	$pK_a$
	Acido debole	Base debole		
4	Acido lattico (HLac)	Ione lattato ( $\text{Lac}^-$ )	$1.4 \times 10^{-4}$	3.85
5	Acido acetico ( $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ )	Ione acetato ( $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ )	$1.8 \times 10^{-5}$	4.74
6	Acido carbonico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ )	Ione idrogeno carbonato ( $\text{HCO}_3^-$ )	$4.4 \times 10^{-7}$	6.36
7	Ione diidrogeno fosfato ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ )	Ione idrogeno fosfato ( $\text{HPO}_4^{2-}$ )	$6.2 \times 10^{-8}$	7.21
8	Acido ipocloroso ( $\text{HClO}$ )	Ione ipoclorito ( $\text{ClO}^-$ )	$2.8 \times 10^{-8}$	7.55
9	Ione ammonio ( $\text{NH}_4^+$ )	Ammoniaca ( $\text{NH}_3$ )	$5.6 \times 10^{-10}$	9.25
10	Ione idrogeno carbonato ( $\text{HCO}_3^-$ )	Ione carbonato ( $\text{CO}_3^{2-}$ )	$4.7 \times 10^{-11}$	10.32

# LE SOLUZIONI TAMPONE: *preparazione*

**Parziale  
neutralizzazione**



**Parziale  
neutralizzazione**