

## PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE

Un **sale** è un solido ionico contenente un catione diverso da  $H^+$  e un anione diverso da  $OH^-$ .

I sali sono degli **elettroliti forti**, cioè in acqua si dissociano completamente, catione ed anione si separano.

La **solvolisi** è la reazione tra una sostanza e il **solvente** in cui è **disciolta**, ad es. **metanolisi** è la reazione di una sostanza sciolta in metanolo con il metanolo stesso.

L'**idrolisi** è la reazione di una sostanza con l'**acqua**.

## **L'IDROLISI nel quotidiano**

**La neutralizzazione degli acidi con sali poco pericolosi.**

**Per neutralizzare l'acidità di stomaco, invece di ingoiare soda caustica!, si prende un antiacido che è costituito da sali di acidi deboli, come  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{MgCO}_3$ ;**

**Per neutralizzare fuoriuscite di acidi forti, come ad esempio l'acido solforico fuoriuscito da una batteria di automobile, si può usare  $\text{NaHCO}_3$ .**

**A causa di un tamponamento un camion cisterna ha rovesciato 83000 L di  $\text{HNO}_3$  concentrato sul terreno, che venne neutralizzato usando  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .**

**Il processo di invecchiamento della carta è dovuto all'idrolisi del  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  che viene usato nella fabbricazione della stessa. Attualmente l'industria della carta sta sviluppando della carta con  $\text{CaCO}_3$  al posto di  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  e la carta dovrebbe durare per circa 300 anni.**

# PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE

Sali di basi forti e acidi forti;

Sali di basi forti e acidi deboli;

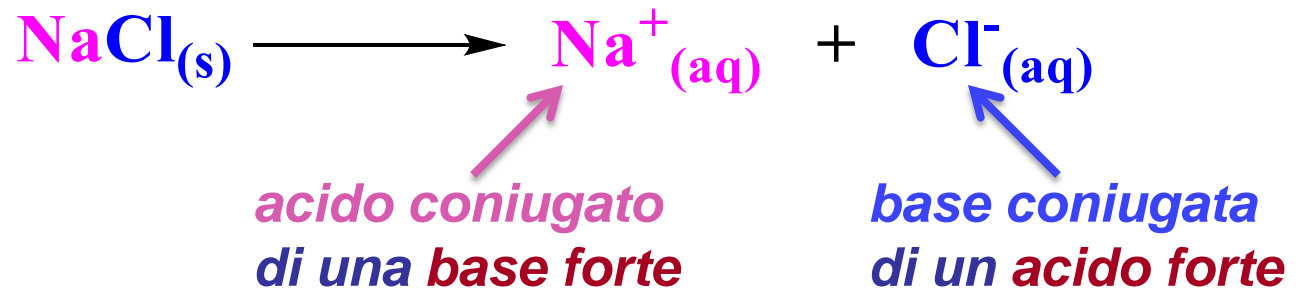
Sali di basi deboli e acidi forti;

Sali di basi deboli e acidi deboli.

---

## PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

### *Sali di basi forti e acidi forti*

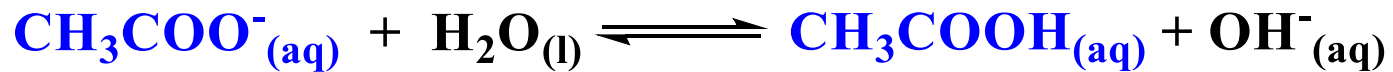
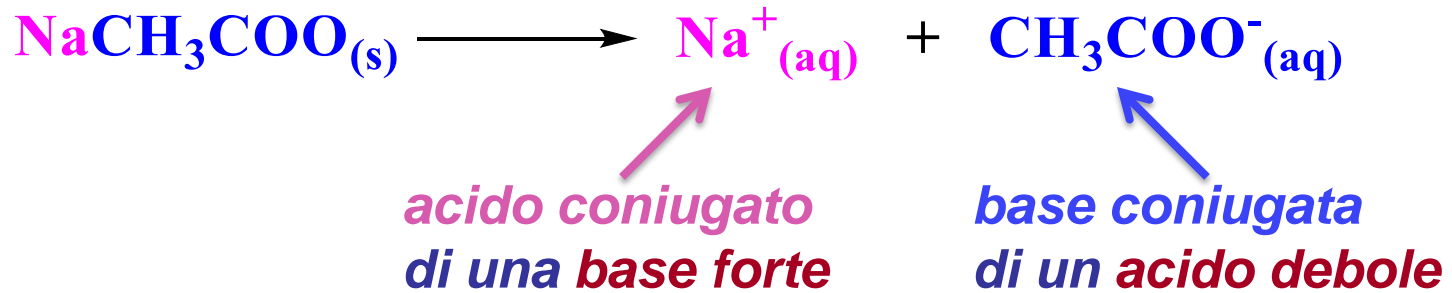


*Né il catione né l'anione del sale danno reazione di idrolisi:*

*Il pH della soluzione è **NEUTRO!***

# PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

## *Sali di basi forti e acidi deboli*



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_b = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

*L'anione del sale dà reazione di idrolisi basica:*

*Il pH della soluzione è **BASICO!***

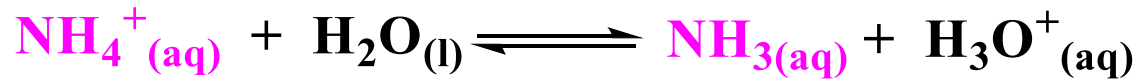
# PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

## *Sali di basi deboli e acidi forti*



*acido coniugato  
di una base debole*

*base coniugata  
di un acido forte*



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

$$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

*Il catione del sale dà reazione di idrolisi acida:*

*Il pH della soluzione è **ACIDO!***

## PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

### *Sali di basi deboli e acidi deboli*



*acido coniugato  
di una base debole*

*base coniugata  
di un acido debole*

*Sia il catione che l'anione del sale danno reazione di idrolisi, pertanto il pH della soluzione dipende dalla forza relativa dei composti coniugati!*

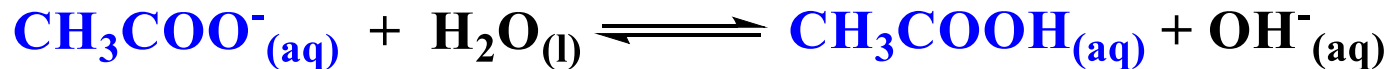
# PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

## *Sali di basi deboli e acidi deboli*

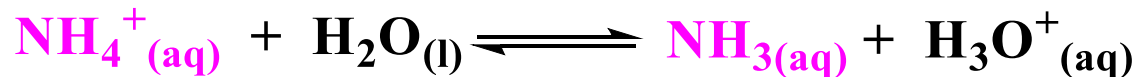


*acido coniugato  
di una base debole*

*base coniugata  
di un acido debole*



$$K_b = 5.6 \cdot 10^{-10}$$



$$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

$$K_b = K_a$$

*il pH della soluzione è NEUTRO!*

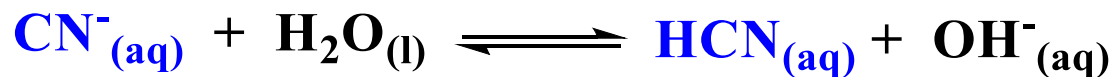
# PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

## *Sali di basi deboli e acidi deboli*

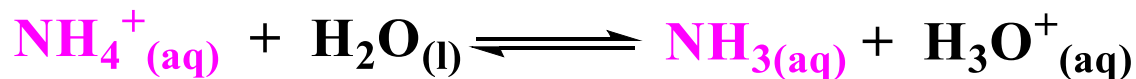


*acido coniugato  
di una base debole*

*base coniugata  
di un acido debole*



$$K_b = 2.5 \cdot 10^{-5}$$



$$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

**Riflettiamo sui numeri**

$$K_b \gg K_a$$

*il pH della soluzione è **BASICO!***



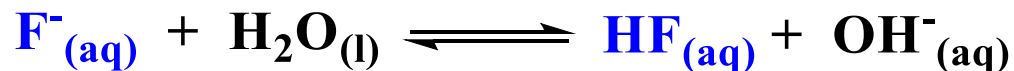
# PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

## *Sali di basi deboli e acidi deboli*

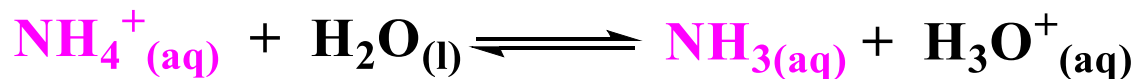


*acido coniugato  
di una base debole*

*base coniugata  
di un acido debole*



$$K_b = 1.4 \cdot 10^{-11}$$



$$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

**Riflettiamo sui numeri**

$$K_a > K_b$$

*il pH della soluzione è ACIDO!*

# PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

## *esercizi*

1. Quale dei seguenti sali è il sale di una base forte e di un acido forte?



2. Scrivere gli equilibri di idrolisi, l'espressione della costante di idrolisi e calcolarne il valore per i seguenti anioni di acidi deboli:



3. Il nitrato di ammonio è un fertilizzante di uso comune. Le sue soluzioni acquose sono acide, perché?

# PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

## *esercizi*

4. Calcolare il pH delle soluzioni dei seguenti sali:

1.5 M in LiCN;

0.26 M in  $\text{NH}_4\text{NO}_3$

5. Dei seguenti sali quale produrrà una soluzione acida? Quale una soluzione neutra? E quali una soluzione basica? Motivare la risposta.

acetato d'ammonio;

nitrato d'ammonio;

solfo d'ammonio;

solfito di calcio;

ipoclorito di litio;

cloruro di potassio.

## 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.

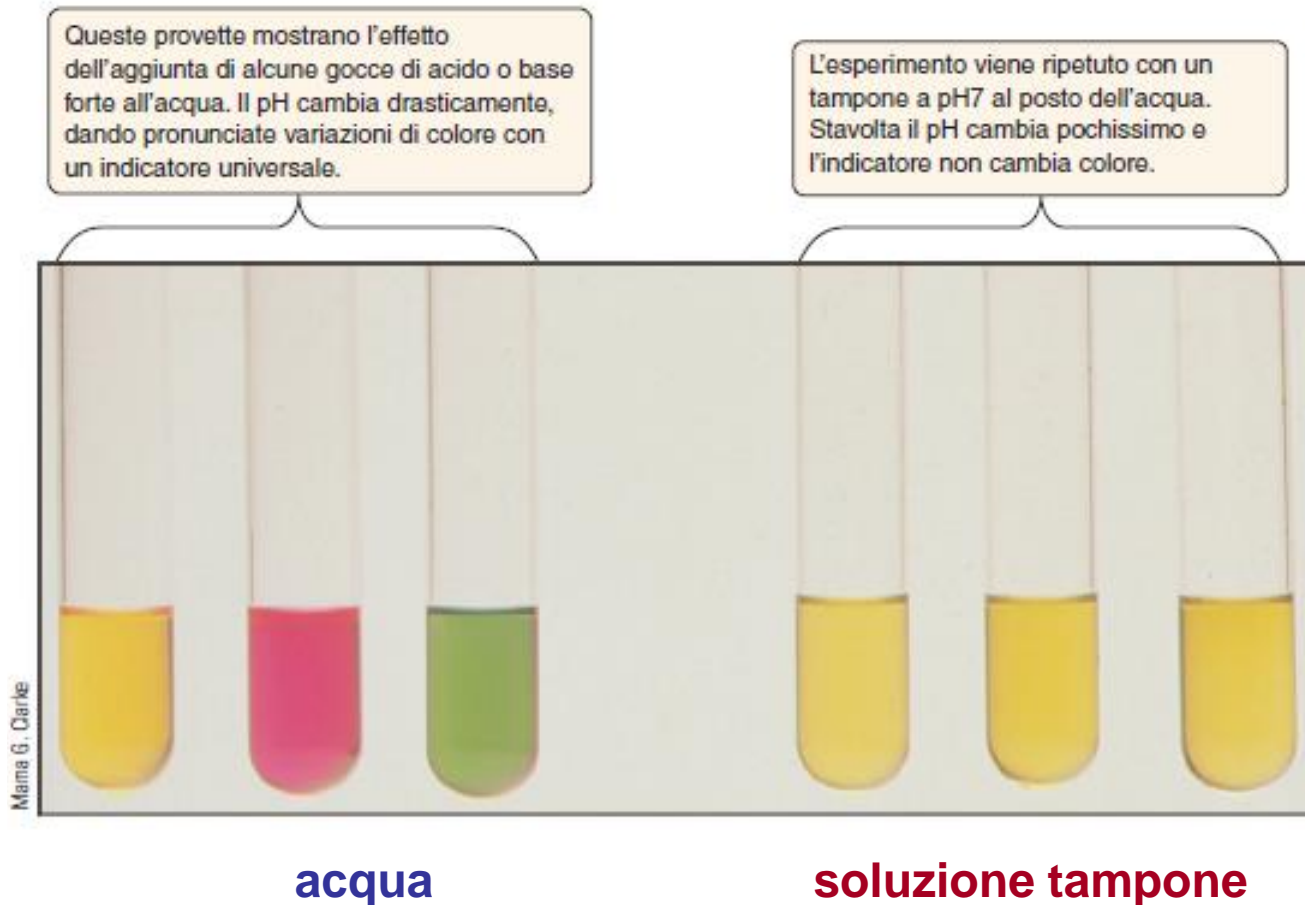
La coppia  $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$  ha una scarsa capacità di assorbire ioni  $\text{OH}^-$  e una grande capacità di assorbire ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$ , e questo è un bene perché i processi vitali producono molti più ioni  $\text{H}_3\text{O}^+$  che ioni  $\text{OH}^-$ .

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



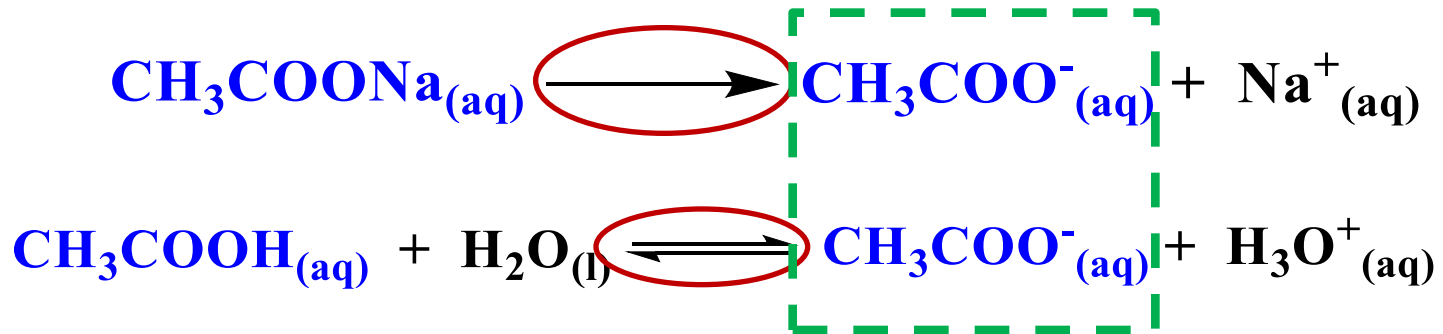
(b) Quando si aggiungono 5 mL di HCl 0.10 M a ognuna delle soluzioni, il pH dell'acqua scende di diverse unità, mentre il pH del tampone resta costante, come evidenziato anche dall'indicatore che non cambia colore.

## 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

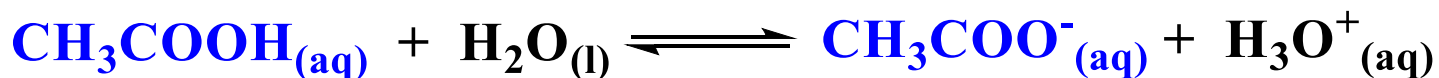
Miscela  
di acido acetico  
ed acetato di sodio



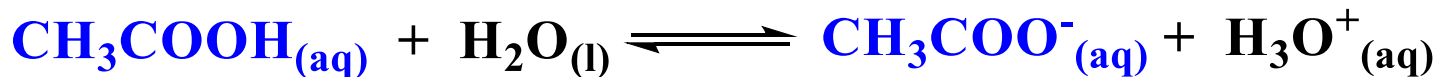
## LE SOLUZIONI TAMPONE:

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



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



## 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*

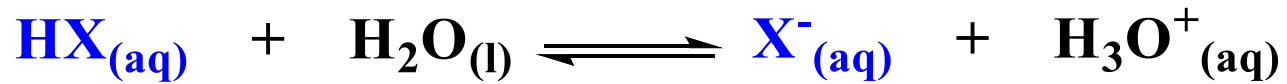
Soluzione	% $\text{CH}_3\text{COOH}$ Ionizzato	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	pH
0.10 M $\text{CH}_3\text{COOH}$	1.3%	$1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$	2.89
0.10 M $\text{CH}_3\text{COOH}$			
e 0.20 M $\text{NaCH}_3\text{COO}$	0.0090%	$9.0 \times 10^{-6} \text{ M}$	5.05

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

Riflettiamo sui numeri

## LE SOLUZIONI TAMPONE:

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



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

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

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

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

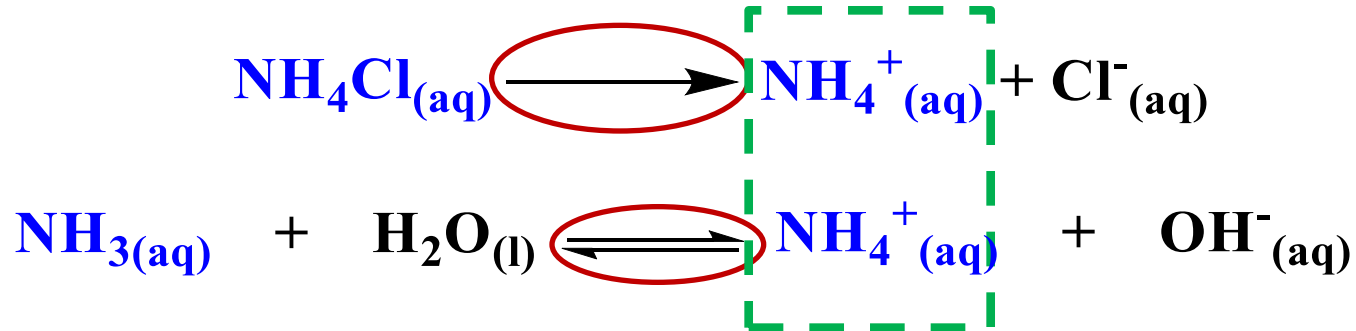
$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{C_a}{C_s}$$

*L'equazione di Henderson - Hasselbach*

## LE SOLUZIONI TAMPONE:

### *classi ed esempi*

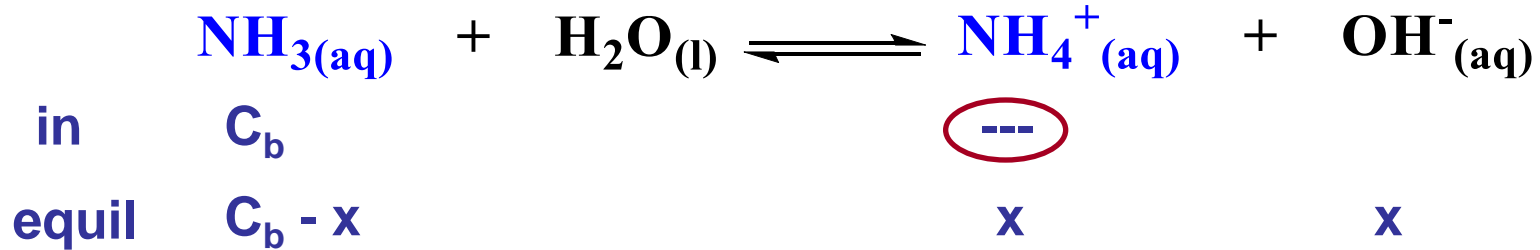
Una soluzione di una **base debole** contenente un **sale** della base debole:  **$NH_3/NH_4Cl$** .



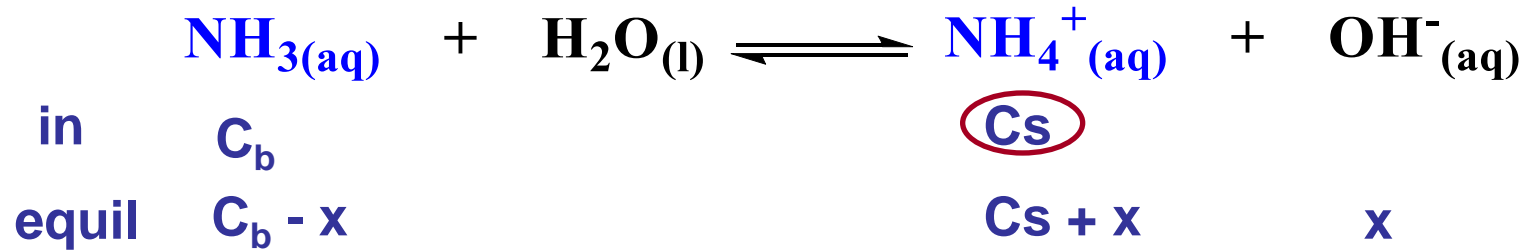
Calcolare la concentrazione degli ioni  $OH^-$  e il pH di una soluzione tampone formata da  $NH_3$  0.2 M e  $NH_4Cl$  0.1 M.

**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**

# REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE

*In soluzione acquosa un acido e una base reagiscono tra di loro secondo una reazione che viene detta reazione di **NEUTRALIZZAZIONE**, ottenendo come prodotto un **SALE** e **ACQUA**.*

Reazione tra:

un acido **forte** e una base **forte**



una base **debole** e un acido **forte**

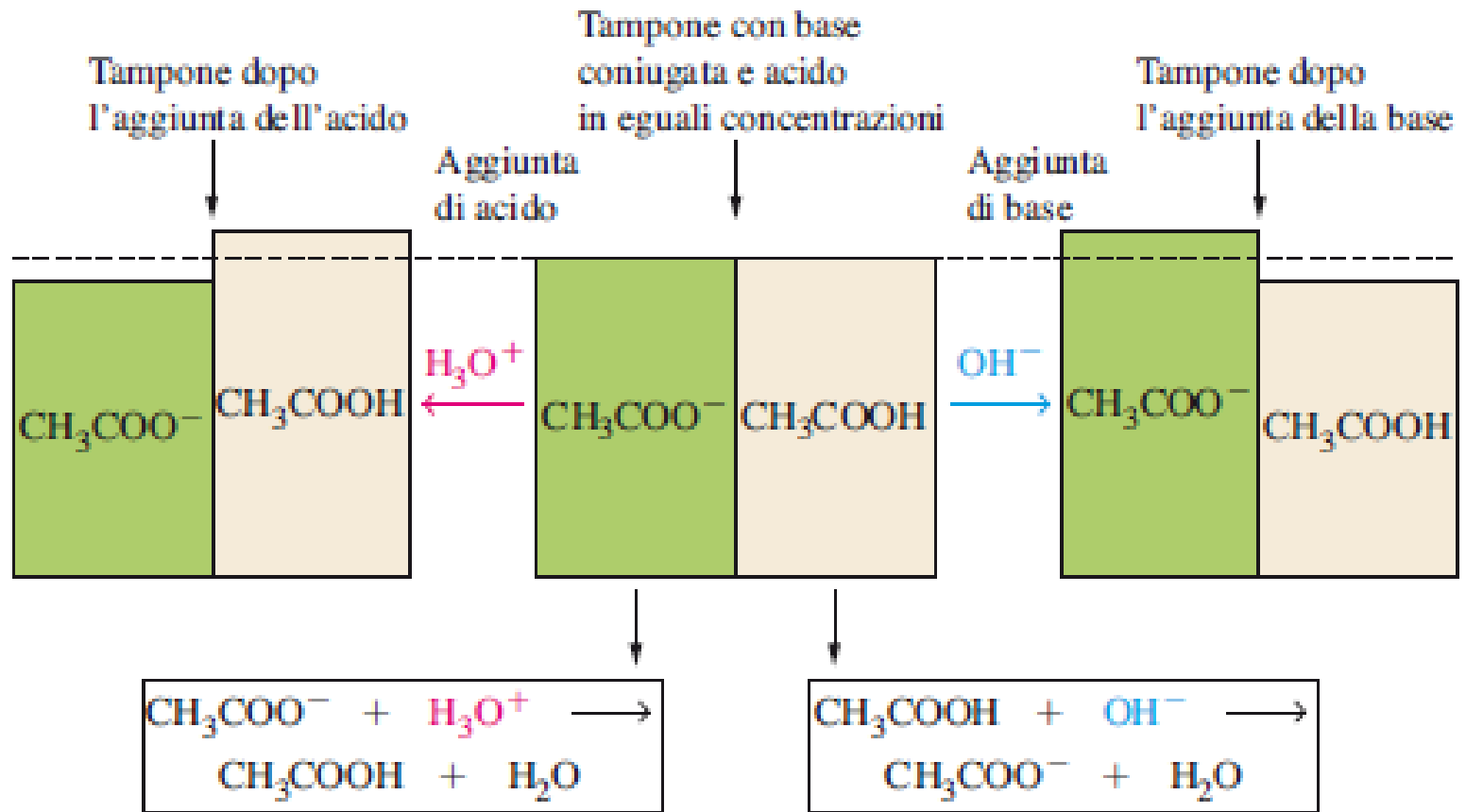


un acido **debole** e una base **forte**



# 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)	
	variazione di pH	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] diminuisce di un fattore	variazione di pH	[H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> ] aumenta di un fattore
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:

## *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

# REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE

*In soluzione acquosa un acido e una base reagiscono tra di loro secondo una reazione che viene detta reazione di **NEUTRALIZZAZIONE**, ottenendo come prodotto un **SALE** e **ACQUA**.*

Reazione tra:

un acido **forte** e una base **forte**



una base **debole** e un acido **forte**



un acido **debole** e una base **forte**



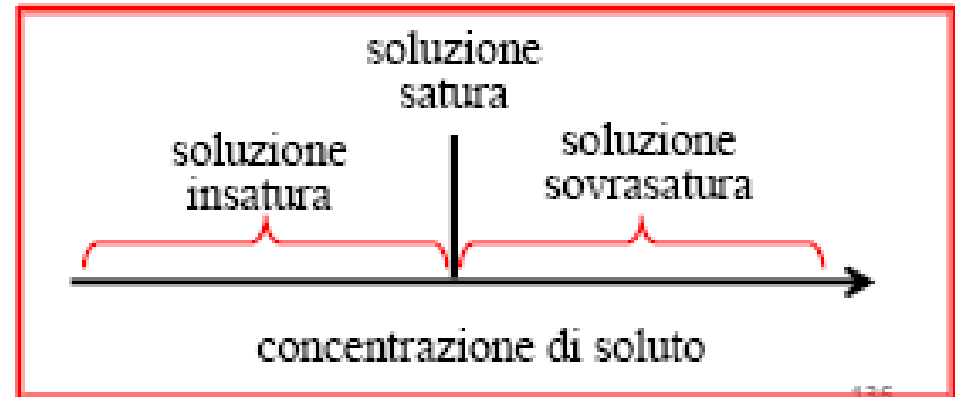
# LA SOLUBILITA'

La **solubilità** rappresenta la **quantità massima di soluto** che si può sciogliere in un dato **solvente** ad una data **temperatura**.

Quando in soluzione, ad una data temperatura, è stata sciolta la massima quantità possibile di soluto, si dice che **la soluzione è satura**.

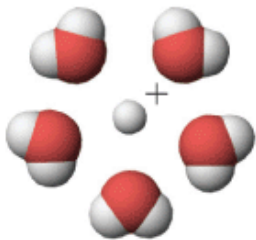
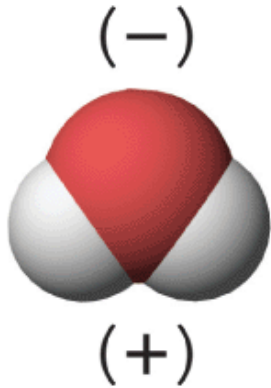
La **solubilità** rappresenta la **concentrazione di soluto** nella **soluzione satura**.

**Solubilità** = quantità in grammi di composto disciolto in un dato volume di soluzione (g/L)

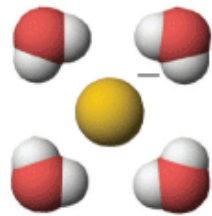


# LA SOLUBILITA': L'ACQUA COME SOLVENTE DEI COMPOSTI IONICI

Una molecola d'acqua ha un'estremità carica positivamente (gli atomi di idrogeno) e l'altra carica negativamente (l'atomo di ossigeno). Queste cariche permettono alle molecole d'acqua di interagire con gli ioni positivi e negativi nelle soluzioni acquose.



L'acqua che circonda un catione



L'acqua che circonda un anione

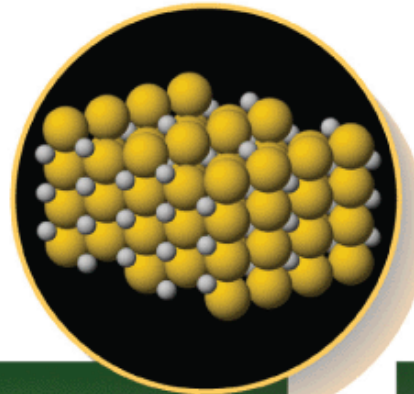
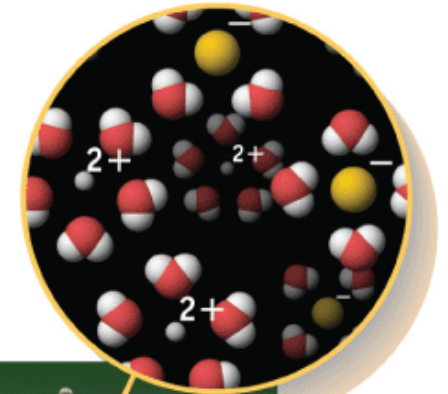


Foto: Charles D. Winters

All'acqua viene aggiunto del cloruro di rame. Le interazioni tra l'acqua e gli ioni  $\text{Cu}^{2+}$  e  $\text{Cl}^-$  permettono la solubilizzazione del solido.



Gli ioni adesso sono circondati da molecole d'acqua.

# LA SOLUBILITA': LINEE GUIDA

## COMPOSTI SOLUBILI

Quasi tutti i sali di  $\text{Na}^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$

Sali dei nitrati,  $\text{NO}_3^-$   
clorati,  $\text{ClO}_3^-$   
perclorati,  $\text{ClO}_4^-$   
acetati,  $\text{CH}_3\text{CO}_2^-$

## ECCEZIONI

Quasi tutti i sali di  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ ,  $\text{I}^-$

Alogenuri di  $\text{Ag}^+$ ,  $\text{Hg}_2^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$

Composti contenenti  $\text{F}^-$

Fluoruri di  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$

Sali dei solfati,  $\text{SO}_4^{2-}$

Solfati di  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Sr}^{2+}$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ ,  $\text{Pb}^{2+}$ ,  $\text{Ag}^+$

## COMPOSTI INSOLUBILI

La maggior parte dei carbonati,  $\text{CO}_3^{2-}$   
fosfati,  $\text{PO}_4^{3-}$   
ossalati,  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$   
cromati,  $\text{CrO}_4^{2-}$   
solfuri,  $\text{S}^{2-}$

## ECCEZIONI

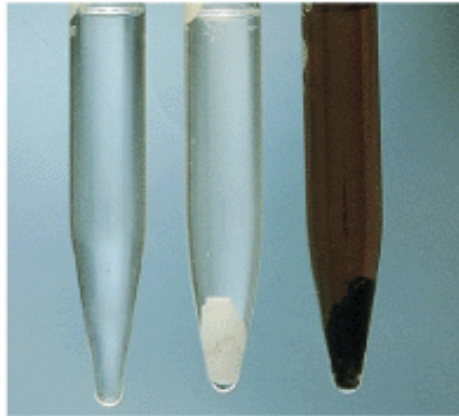
Sali di  $\text{NH}_4^+$  e dei cationi dei metalli alcalini

La maggior parte degli ossidi ed idrossidi dei metalli

Idrossidi di metalli alcalini e  $\text{Ba}(\text{OH})_2$

# LA SOLUBILITA': LINEE GUIDA

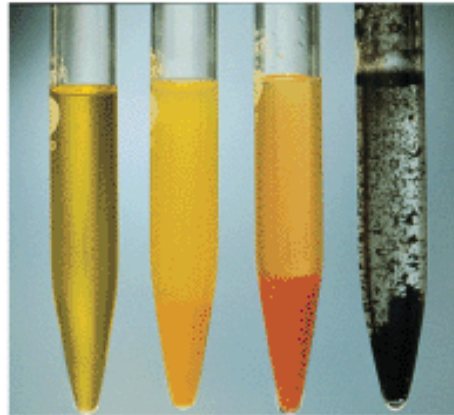
## COMPOSTI DELL'ARGENTO



$\text{AgNO}_3$     $\text{AgCl}$     $\text{AgOH}$

**(a)** I nitrati sono generalmente solubili, così come i cloruri (eccetto  $\text{AgCl}$ ). Gli idrossidi sono generalmente insolubili.

## SOLFURI



$(\text{NH}_4)_2\text{S}$     $\text{CdS}$     $\text{Sb}_2\text{S}_3$     $\text{PbS}$

**(b)** I solfuri sono generalmente insolubili (ad eccezione dei sali di  $\text{NH}_4^+$  ed  $\text{Na}^+$ ).

## IDROSSIDI

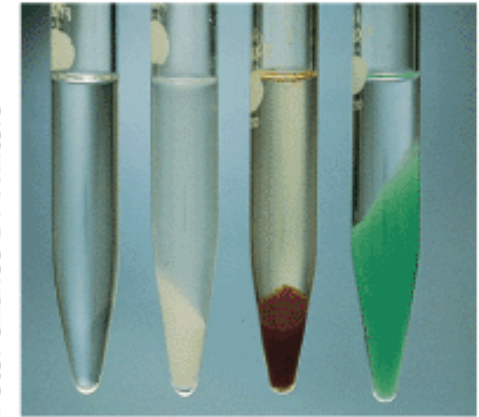


Foto: Charles D. Winters

$\text{NaOH}$     $\text{Ca}(\text{OH})_2$     $\text{Fe}(\text{OH})_3$     $\text{Ni}(\text{OH})_2$

**(c)** Gli idrossidi sono generalmente insolubili, eccetto quando il catione è un metallo del gruppo IA.

# LE REAZIONI DI PRECIPITAZIONE

## Precipitazione di AgCl



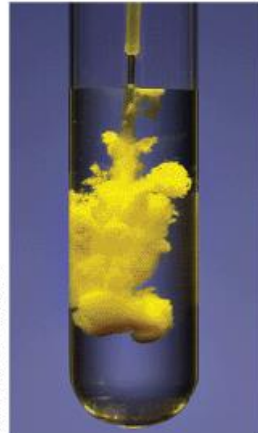
(b) Inizialmente gli ioni argento  $\text{Ag}^+$  (colore argentato) e cloruro  $\text{Cl}^-$  (verde) sono distanti tra loro.



(c) Ioni  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Cl}^-$  si avvicinano e formano coppie di ioni.



(d) Man mano che più ioni  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Cl}^-$  si avvicinano tra loro, si forma un precipitato di  $\text{AgCl}$ .



(a)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  formano  $\text{PbCrO}_4$  giallo insolubile e  $\text{KNO}_3$  solubile.



(b)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  e  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$  formano  $\text{PbS}$  nero insolubile e  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  solubile.



(c)  $\text{FeCl}_3$  ed  $\text{NaOH}$  formano  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  rosso insolubile ed  $\text{NaCl}$  solubile.



(d)  $\text{AgNO}_3$  e  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  formano  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$  rosso insolubile e  $\text{KNO}_3$  solubile.



# MINERALI E GEMME

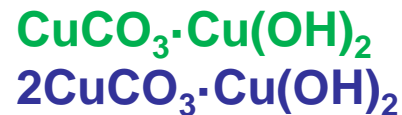
Crocoite



Rodocrosite



Malachite verde  
Azzurrite blu



azzurrite



$\text{CaF}_2$  fluorite viola

$\text{As}_2\text{S}_3$  orpimento giallo

$\text{FeS}_2$  ferro pirite dorata

$\text{Sb}_2\text{S}_3$  stibnite nera

Turchese verde/blu  
 $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{Cu(OH)}_2$

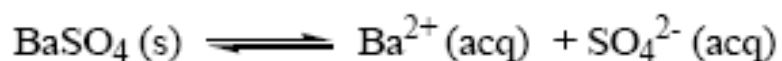
# LA SOLUBILITA'

## IL PRODOTTO DI SOLUBILITA' $K_{ps}$

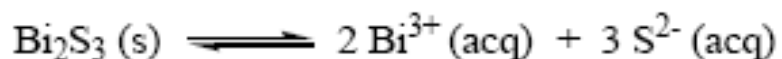
Prodotto di  
solubilità



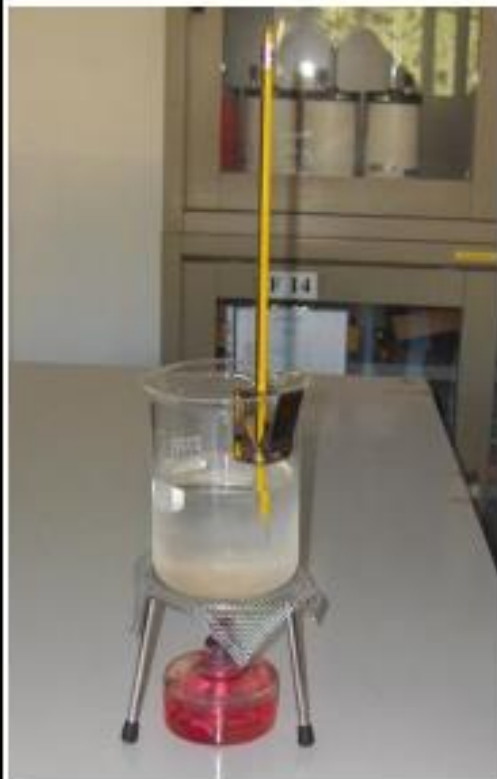
costante di equilibrio relativa all'equilibrio tra un sale indisciolto e i suoi ioni nella soluzione satura



$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$



$$K_{ps} = [\text{Bi}^{3+}]^2[\text{S}^{2-}]^3$$



**soluzione SATURA**

*Il prodotto di solubilità è costante a temperatura costante per una soluzione satura del composto ed è dato dal prodotto delle concentrazioni dei suoi ioni costituenti, ciascuna elevata all'esponente corrispondente al numero di ioni presenti nella formula del composto.*

## IL PRODOTTO DI SOLUBILITA' $K_{ps}$

**Tabella 16.1** Costanti del prodotto di solubilità a 25 °C

		$K_{ps}$			$K_{ps}$
Acetati	$AgC_2H_3O_2$	$1.9 \times 10^{-3}$	Idrossidi	$Al(OH)_3$	$2 \times 10^{-31}$
Bromuri	$AgBr$	$5 \times 10^{-13}$		$Ca(OH)_2$	$4.0 \times 10^{-6}$
	$Hg_2Br_2$	$6 \times 10^{-23}$		$Fe(OH)_2$	$5 \times 10^{-17}$
	$PbBr_2$	$6.6 \times 10^{-6}$		$Fe(OH)_3$	$3 \times 10^{-39}$
Carbonati	$Ag_2CO_3$	$8 \times 10^{-12}$		$Mg(OH)_2$	$6 \times 10^{-12}$
	$BaCO_3$	$2.6 \times 10^{-9}$		$Tl(OH)_3$	$2 \times 10^{-44}$
	$CaCO_3$	$4.9 \times 10^{-9}$		$Zn(OH)_2$	$4 \times 10^{-17}$
	$MgCO_3$	$6.8 \times 10^{-6}$	Ioduri	$AgI$	$1 \times 10^{-16}$
	$PbCO_3$	$1 \times 10^{-13}$		$Hg_2I_2$	$5 \times 10^{-29}$
	$SrCO_3$	$5.6 \times 10^{-10}$		$PbI_2$	$8.4 \times 10^{-9}$
Cloruri	$AgCl$	$1.8 \times 10^{-10}$	Fosfati	$Ag_3PO_4$	$1 \times 10^{-16}$
	$Hg_2Cl_2$	$1 \times 10^{-18}$		$AlPO_4$	$1 \times 10^{-20}$
	$PbCl_2$	$1.7 \times 10^{-5}$		$Ca_3(PO_4)_2$	$1 \times 10^{-33}$
Cromati	$Ag_2CrO_4$	$1 \times 10^{-12}$		$Mg_3(PO_4)_2$	$1 \times 10^{-24}$
	$BaCrO_4$	$1.2 \times 10^{-10}$	Solfati	$BaSO_4$	$1.1 \times 10^{-10}$
	$PbCrO_4$	$2 \times 10^{-14}$		$CaSO_4$	$7.1 \times 10^{-5}$
	$SrCrO_4$	$3.6 \times 10^{-5}$		$PbSO_4$	$1.8 \times 10^{-8}$
Fluoruri	$BaF_2$	$1.8 \times 10^{-7}$		$SrSO_4$	$3.4 \times 10^{-7}$
	$CaF_2$	$1.5 \times 10^{-10}$			
	$MgF_2$	$7 \times 10^{-11}$			
	$PbF_2$	$7.1 \times 10^{-7}$			

# IL PRODOTTO DI SOLUBILITA' $K_{ps}$

**TABELLA 18.2** Alcuni comuni composti poco solubili e valore dei loro  $K_{ps}$  \*

Formula	Nome	$K_{ps}$ (25 °C)	Nome comune/Usò
CaCO <sub>3</sub>	Carbonato di calcio	$3.4 \times 10^{-9}$	Calcite, spato d'Islanda
MnCO <sub>3</sub>	Carbonato di Manganese(II)	$2.3 \times 10^{-11}$	Rodocrosite (forma cristalli di colore rosa)
FeCO <sub>3</sub>	Carbonato di ferro(II)	$3.1 \times 10^{-11}$	Siderite
CaF <sub>2</sub>	Fluoruro di calcio	$5.3 \times 10^{-11}$	Fluorite (da cui si prepara HF ed altri fluoruri inorganici)
AgCl	Cloruro di argento	$1.8 \times 10^{-10}$	Clorargite
AgBr	Bromuro di argento	$5.4 \times 10^{-13}$	Usato in pellicole fotografiche
CaSO <sub>4</sub>	Solfato di calcio	$4.9 \times 10^{-5}$	La forma idrata è comunemente chiamata gesso
BaSO <sub>4</sub>	Solfato di bario	$1.1 \times 10^{-10}$	Barite (usata nei "fanghi di circolazione" delle trivellazioni e come componente di pitture)
SrSO <sub>4</sub>	Solfato di stronzio	$3.4 \times 10^{-7}$	Celestite
Ca(OH) <sub>2</sub>	Idrossido di calcio	$5.5 \times 10^{-5}$	Calce spenta

\* I valori in questa tavola sono derivati da *Handbook of Chemistry and Physics* di Lange, 15<sup>a</sup> ed., NY, McGraw-Hill Publisher, New York, 1999. Ulteriori valori di  $K_{ps}$  sono riportati nell'Appendice J.

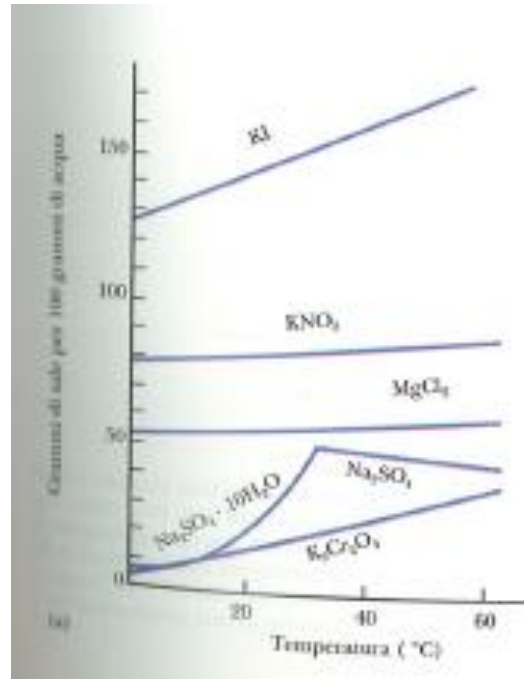
**Dal valore del  $K_{ps}$  si può calcolare la solubilità del sale.**

# I FATTORI CHE INFLUENZANO LA SOLUBILITÀ

I fattori che influenzano la solubilità dei composti sono:

- ✓ La **temperatura**;
- ✓ La presenza di uno **ione comune**;
- ✓ Il **pH**;
- ✓ La formazione di **ioni complessi**.

## EFFETTO DELLA TEMPERATURA SULLA SOLUBILITÀ



CaCO<sub>3</sub> aragonite



# EFFETTO DEL pH SULLA SOLUBILITÀ

**solubilizzazione** dei precipitati

**Idrolisi** dell'anione del sale

*Per aumentare la solubilità di un sale il cui anione è la base coniugata di un acido debole, si può aggiungere un **acido forte**.*

Dissoluzione di  $\text{CaCO}_3$   
in presenza di  $\text{HCl}$



Dissoluzione di  $\text{MnS}$  in presenza di  $\text{HCl}$

$\text{MnS}$  in **acqua**

+  $\text{HCl}$

$\text{MnS}$  in **acqua/HCl**

