

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 Na_2CO_3 , NaHCO_3 , MgCO_3 ;

Per neutralizzare fuoriuscite di acidi forti, come ad esempio l'acido solforico fuoriuscito da una batteria di automobile, si può usare NaHCO_3 .

A causa di un tamponamento un camion cisterna ha rovesciato 83000 L di HNO_3 concentrato sul terreno, che venne neutralizzato usando Na_2CO_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 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!***

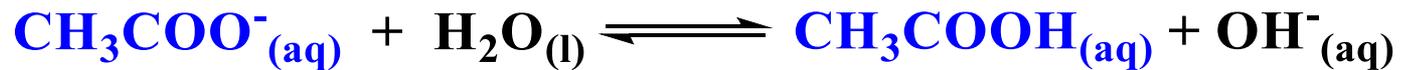
PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

Sali di basi forti e acidi deboli



*acido coniugato
di una base forte*

*base coniugata
di un acido debole*



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

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

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

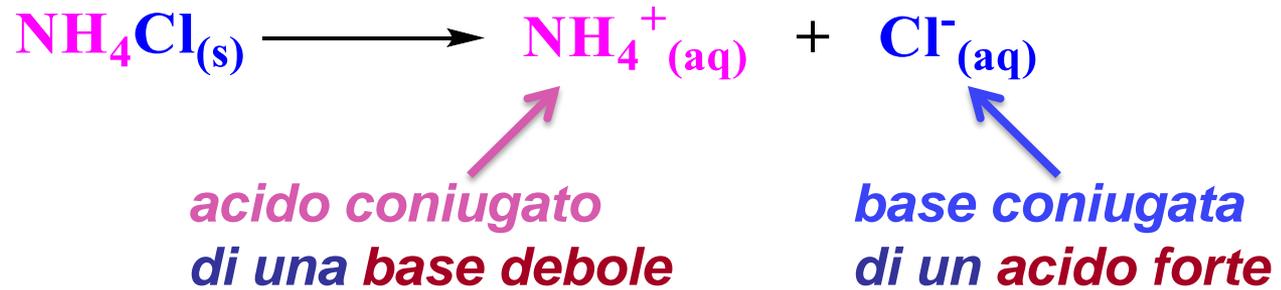
$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

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



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

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

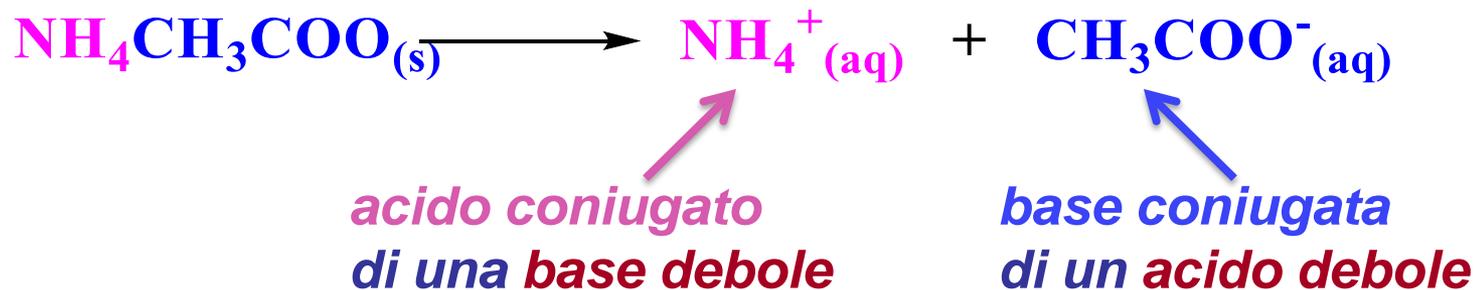
$$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

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



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

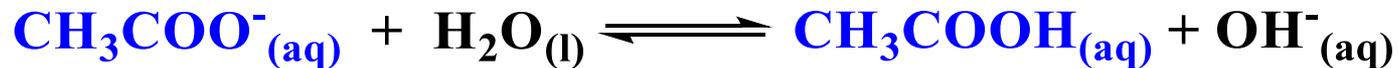
PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

Sali di basi deboli e acidi deboli

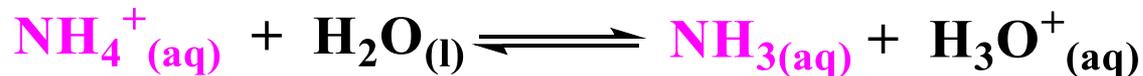


*acido coniugato
di una base debole*

*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!

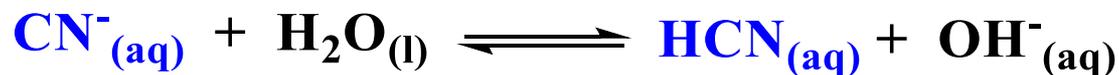
PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

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

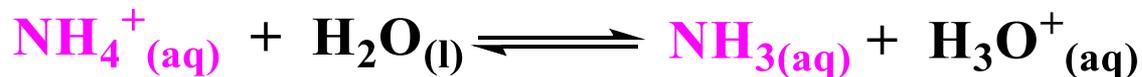


*acido coniugato
di una base debole*

*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 NH_4NO_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.

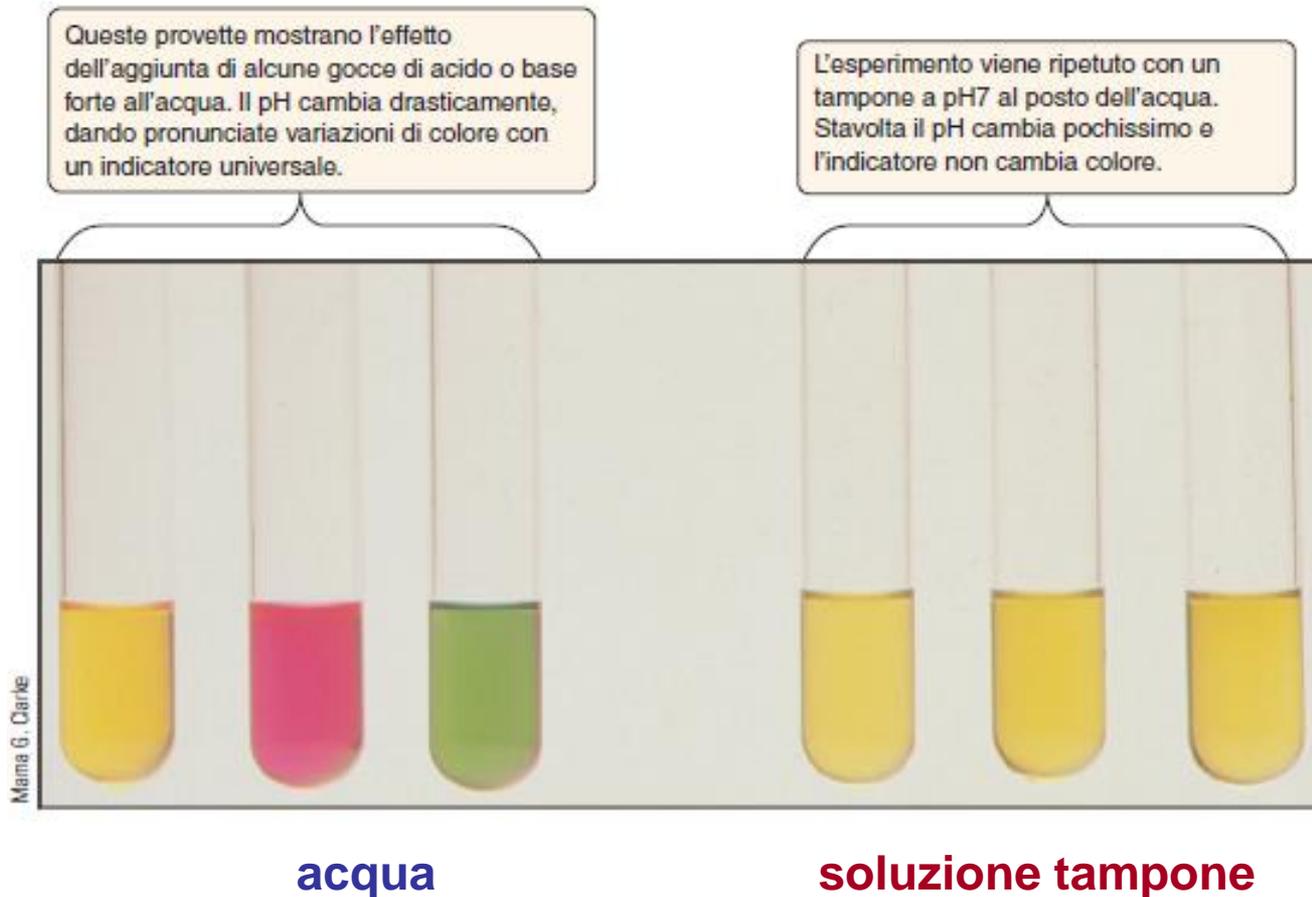
La coppia $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ ha una scarsa capacità di assorbire ioni OH^- e una grande capacità di assorbire ioni H_3O^+ , e questo è un bene perché i processi vitali producono molti più ioni H_3O^+ che ioni OH^- .

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**.*

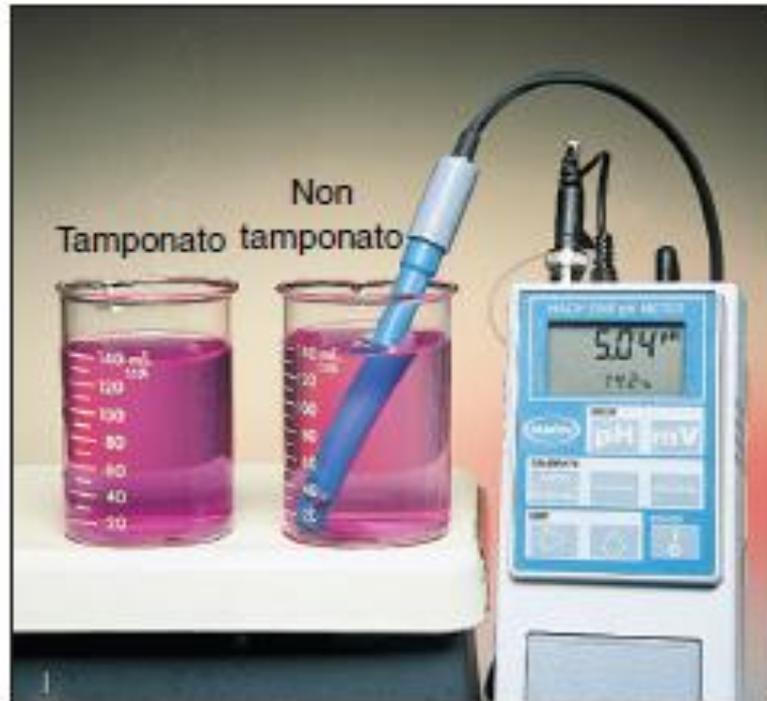
*Una soluzione tampone **mantiene costante il pH** dopo l'aggiunta di **piccole quantità di un acido o di una base forte**.*



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



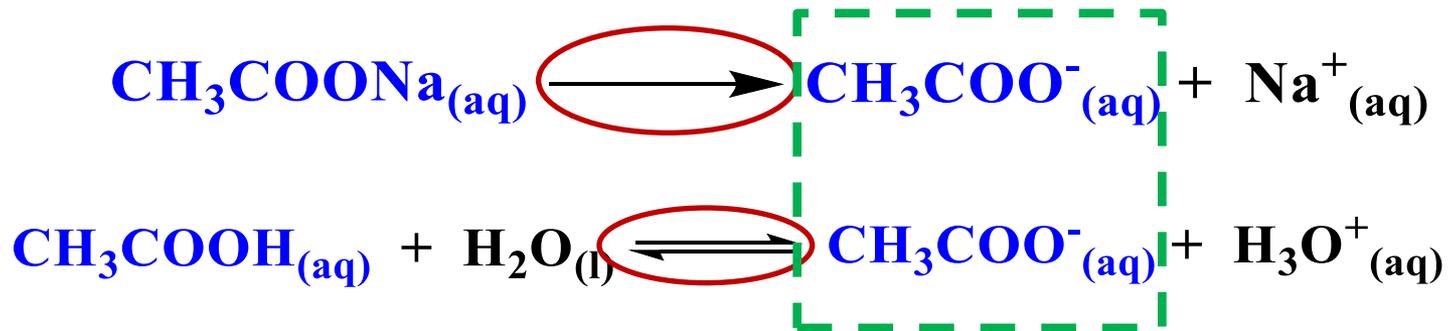
(b) Quando si aggiungono 5 mL di HCl 0.10 M a ognuna delle soluzioni, il pH dell'acqua scende di diverse unità, mentre il pH del tampone resta costante, come evidenziato anche dall'indicatore che non cambia colore.

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 H_3O^+ e il pH di una soluzione tampone formata da CH_3COOH 0.1 M e CH_3COONa 0.2 M.

LE SOLUZIONI TAMPONE:

Confronto tra una **soluzione di CH_3COOH** , una di **CH_3COONa**
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 CH_3COOH** e una **soluzione tampone $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$**

soluzione di CH_3COOH



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



LE SOLUZIONI TAMPONE:

Confronto tra una **soluzione di CH_3COOH** 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*

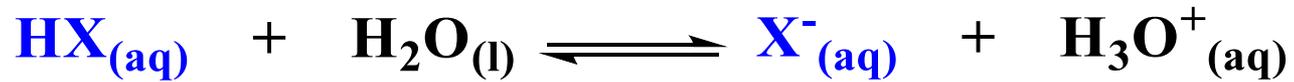
Soluzione	% CH_3COOH Ionizzato	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	pH
0.10 M CH_3COOH	1.3%	$1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$	2.89
0.10 M CH_3COOH			
e 0.20 M NaCH_3COO	0.0090%	$9.0 \times 10^{-6} \text{ M}$	5.05

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

Riflettiamo sui numeri

LE SOLUZIONI TAMPONE:

L'equazione di Henderson - Hasselbach



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

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

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

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

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

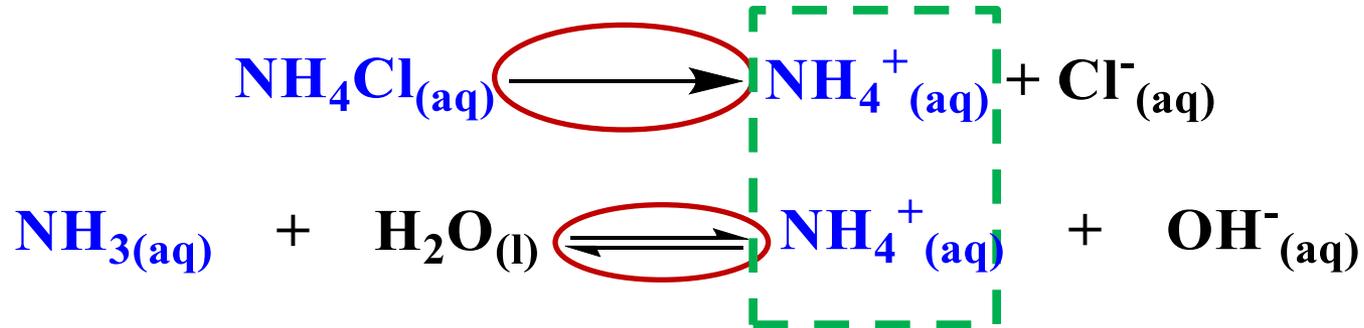
$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{C_a}{C_s}$$

L'equazione di Henderson - Hasselbach

LE SOLUZIONI TAMPONE:

classi ed esempi

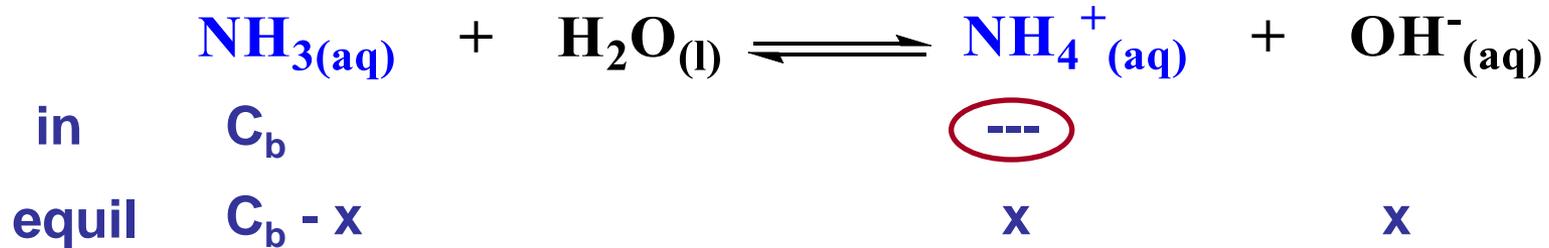
Una soluzione di una **base debole** contenente un **sale** della base debole: **NH_3/NH_4Cl** .



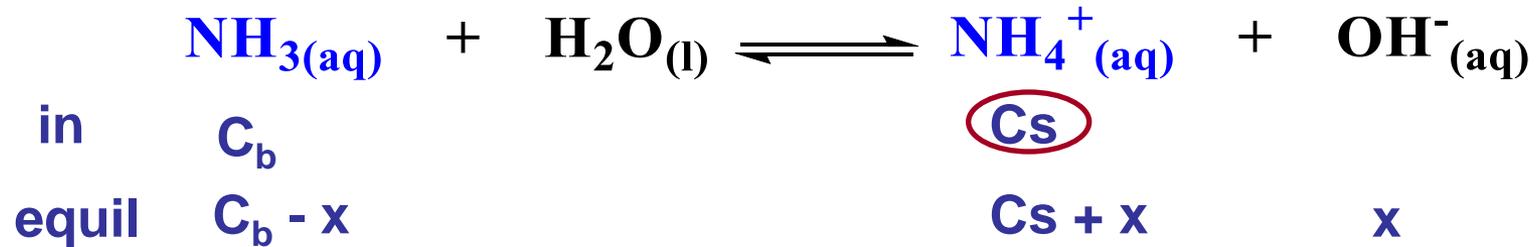
Calcolare la concentrazione degli ioni OH^- e il pH di una soluzione tampone formata da NH_3 0.2 M e NH_4Cl 0.1 M.

LE SOLUZIONI TAMPONE:
Confronto tra una *soluzione di NH₃* e una
soluzione tampone NH₃/NH₄Cl

soluzione di NH₃



soluzione tampone NH₃/NH₄Cl



LE SOLUZIONI TAMPONE:
Confronto tra una *soluzione di NH₃* e una
soluzione tampone NH₃/NH₄Cl

TABELLA 19-2 *Paragone tra [OH⁻] e pH nelle soluzioni di ammoniaca e ammoniaca-cloruro di ammonio*

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

} ΔpH = -1.72

Riflettiamo sui numeri

REAZIONI DI NEUTRALIZZAZIONE

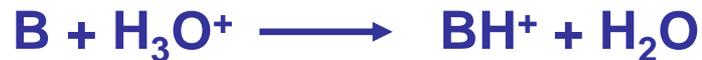
*In soluzione acquosa un acido e una base reagiscono tra di loro secondo una reazione che viene detta reazione di **NEUTRALIZZAZIONE**, ottenendo come prodotto un **SALE** e **ACQUA**.*

Reazione tra:

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



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

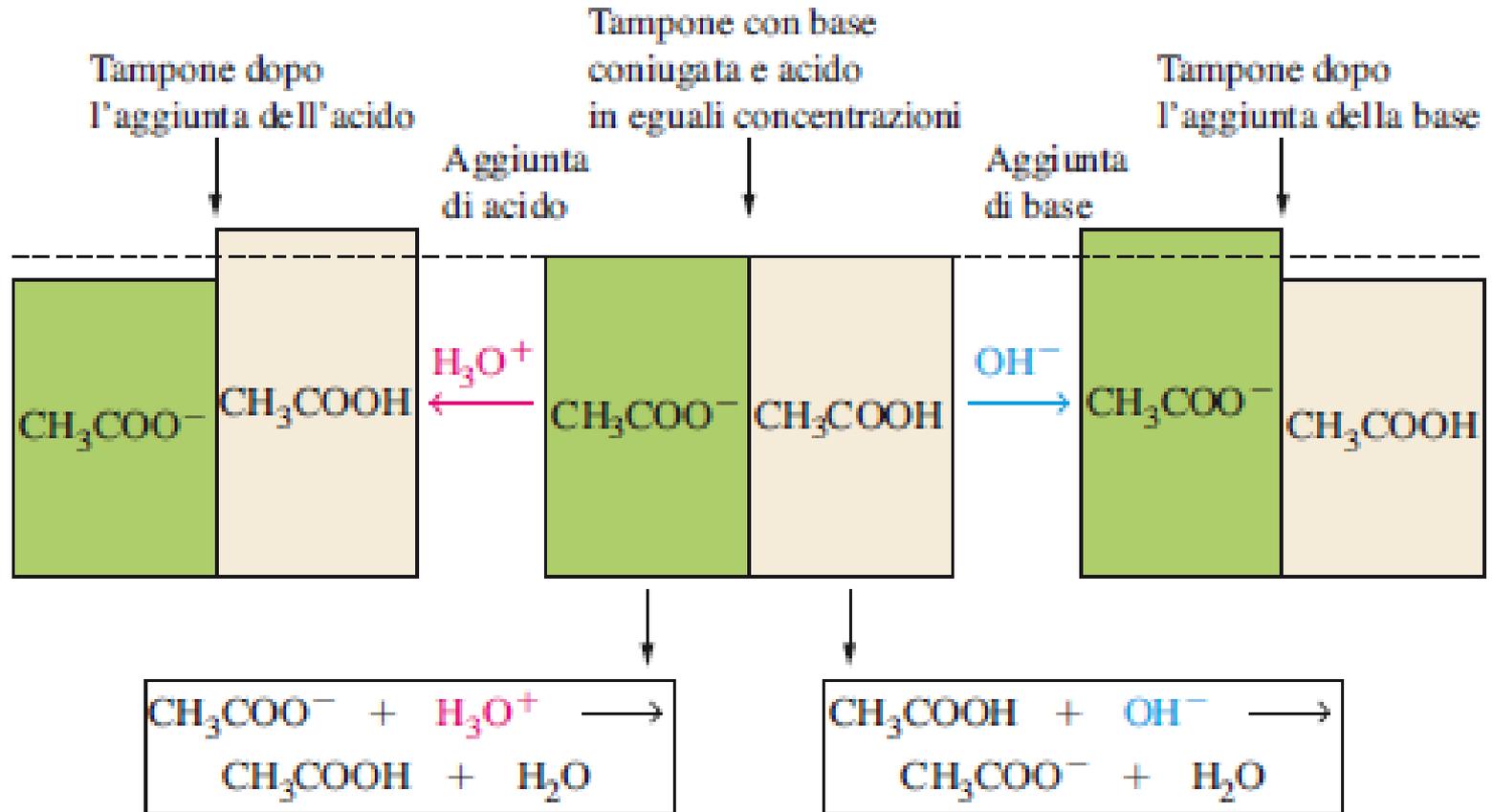


un acido **debole** e una base **forte**



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 ₃ O ⁺] diminuisce di un fattore	variazione di pH	[H ₃ O ⁺] aumenta di un fattore
soluzione tampone (0.10 M NaCH ₃ COO e 0.10 M CH ₃ COOH)	+0.08 unità di pH	1.2	-0.08 unità di pH	1.2
0.10 M CH ₃ COOH	+0.91	8.1	-0.89	7.8
H ₂ 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 (Lac^-)	1.4×10^{-4}	3.85
5	Acido acetico ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$)	Ione acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)	1.8×10^{-5}	4.74
6	Acido carbonico (H_2CO_3)	Ione idrogeno carbonato (HCO_3^-)	4.4×10^{-7}	6.36
7	Ione diidrogeno fosfato (H_2PO_4^-)	Ione idrogeno fosfato (HPO_4^{2-})	6.2×10^{-8}	7.21
8	Acido ipocloroso (HClO)	Ione ipoclorito (ClO^-)	2.8×10^{-8}	7.55
9	Ione ammonio (NH_4^+)	Ammoniaca (NH_3)	5.6×10^{-10}	9.25
10	Ione idrogeno carbonato (HCO_3^-)	Ione carbonato (CO_3^{2-})	4.7×10^{-11}	10.32

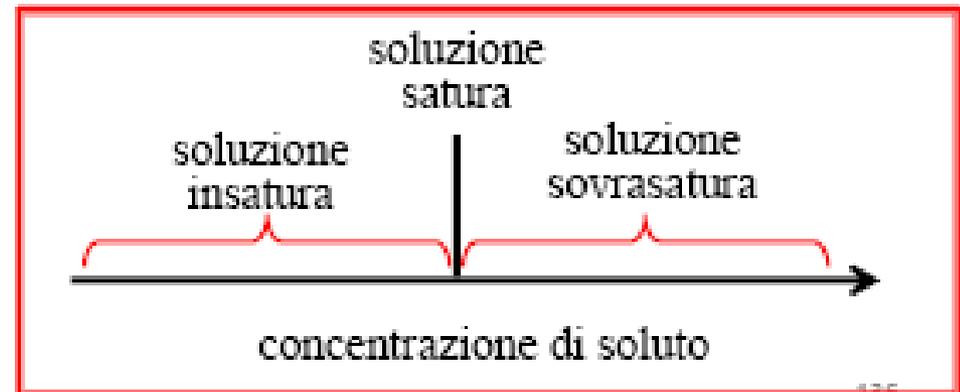
LA SOLUBILITA'

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**.

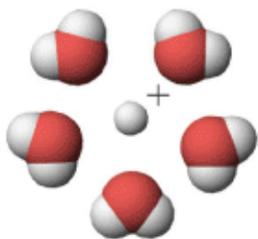
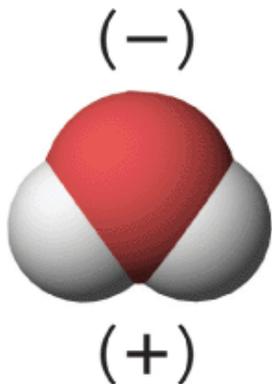
La **solubilità** rappresenta la **concentrazione di soluto** nella **soluzione satura**.

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

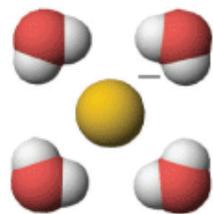


LA SOLUBILITA': L'ACQUA COME SOLVENTE DEI COMPOSTI IONICI

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

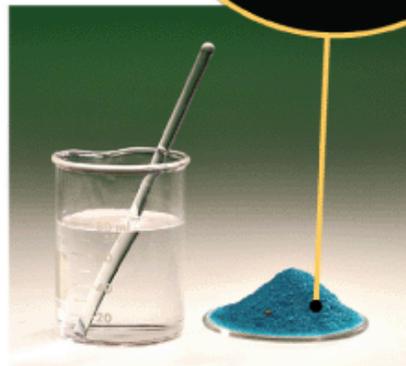
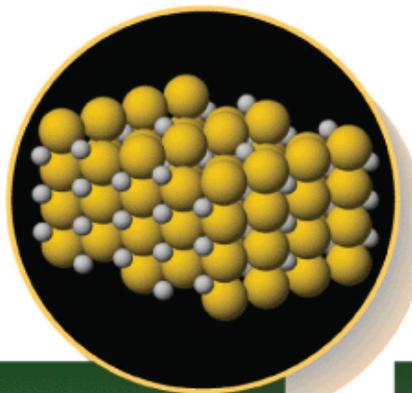
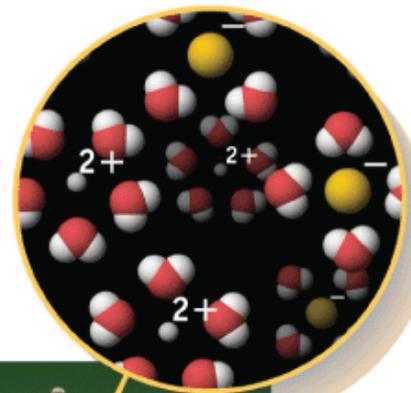


Foto: Charles D. Winters

All'acqua viene aggiunto del cloruro di rame. Le interazioni tra l'acqua e gli ioni Cu^{2+} e 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 Na^+ , K^+ , NH_4^+

Sali dei nitrati, NO_3^-
clorati, ClO_3^-
perclorati, ClO_4^-
acetati, CH_3CO_2^-

ECCEZIONI

Quasi tutti i sali di Cl^- , Br^- , I^-

Alogenuri di Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}

Composti contenenti F^-

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

Sali dei solfati, SO_4^{2-}

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

COMPOSTI INSOLUBILI

La maggior parte dei carbonati, CO_3^{2-}
fosfati, PO_4^{3-}
ossalati, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
cromati, CrO_4^{2-}
solfuri, S^{2-}

ECCEZIONI

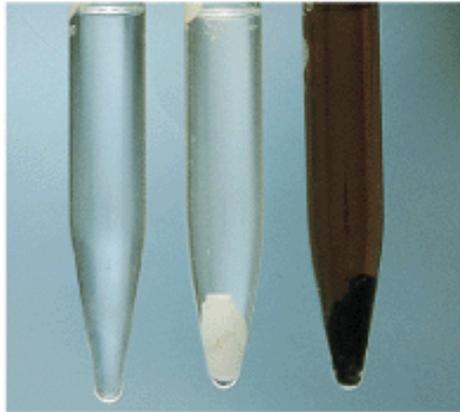
Sali di NH_4^+ e dei cationi dei metalli alcalini

La maggior parte degli ossidi ed idrossidi dei metalli

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

LA SOLUBILITA': LINEE GUIDA

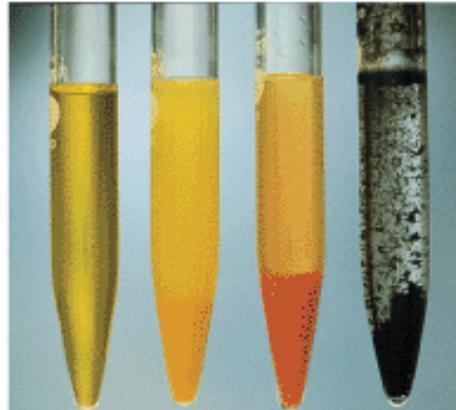
COMPOSTI DELL'ARGENTO



AgNO₃ AgCl AgOH

(a) I nitrati sono generalmente solubili, così come i cloruri (eccetto AgCl). Gli idrossidi sono generalmente insolubili.

SOLFURI



(NH₄)₂S CdS Sb₂S₃ PbS

(b) I solfuri sono generalmente insolubili (ad eccezione dei sali di NH₄⁺ ed Na⁺).

IDROSSIDI

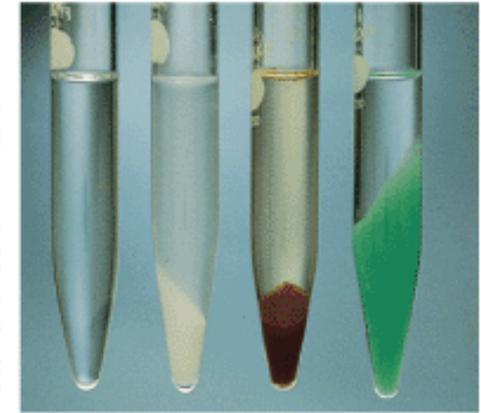


Foto: Charles D. Winters

NaOH Ca(OH)₂ Fe(OH)₃ Ni(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 Ag^+ (colore argentato) e cloruro Cl^- (verde) sono distanti tra loro.



(c) Ioni Ag^+ e Cl^- si avvicinano e formano coppie di ioni.



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



(a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e K_2CrO_4 formano PbCrO_4 giallo insolubile e KNO_3 solubile.



(b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ formano PbS nero insolubile e NH_4NO_3 solubile.



(c) FeCl_3 ed NaOH formano $\text{Fe}(\text{OH})_3$ rosso insolubile ed NaCl solubile.



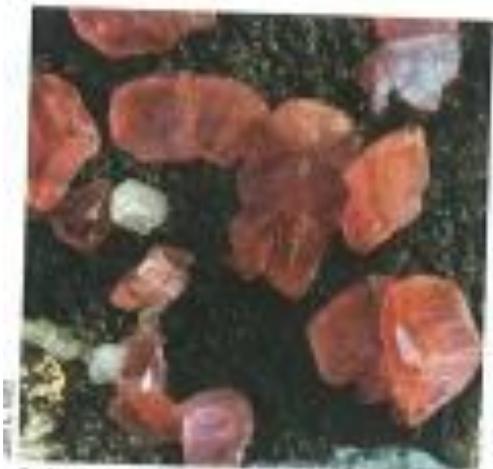
(d) AgNO_3 e K_2CrO_4 formano Ag_2CrO_4 rosso insolubile e KNO_3 solubile.

MINERALI E GEMME

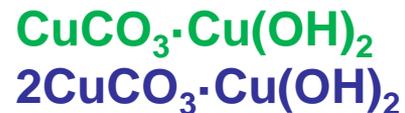
Crocoite



Rodocrosite



Malachite verde
Azzurrite blu



azzurrite



CaF_2 fluorite viola

As_2S_3 orpimento giallo

FeS_2 ferro pirite dorata

Sb_2S_3 stibnite nera

Turchese verde/blu
 $Cu_3(PO_4)_2 \cdot Cu(OH)_2$

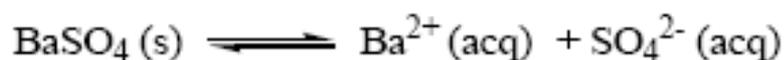
LA SOLUBILITA'

IL PRODOTTO DI SOLUBILITA' K_{ps}

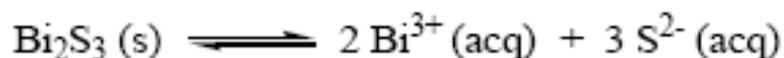
Prodotto di
solubilità



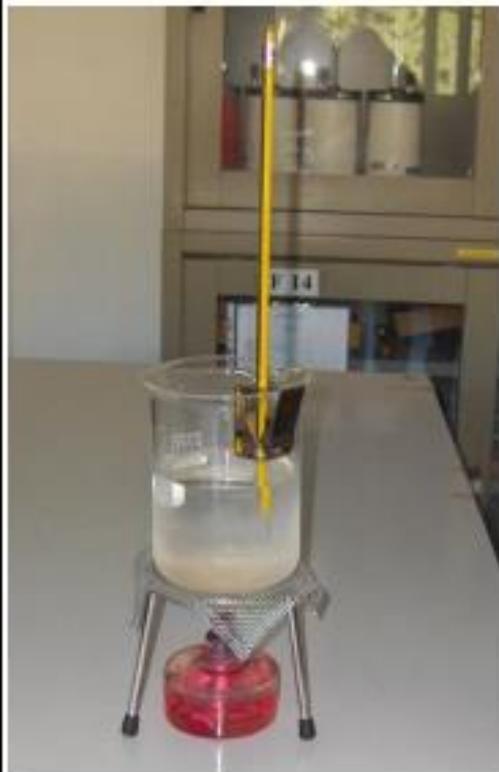
costante di equilibrio relativa all'equilibrio tra un sale indissolto e i suoi ioni nella soluzione satura



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



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



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	$AgC_2H_3O_2$	1.9×10^{-3}	Idrossidi	$Al(OH)_3$	2×10^{-31}
Bromuri	$AgBr$	5×10^{-13}		$Ca(OH)_2$	4.0×10^{-6}
	Hg_2Br_2	6×10^{-23}		$Fe(OH)_2$	5×10^{-17}
	$PbBr_2$	6.6×10^{-6}		$Fe(OH)_3$	3×10^{-39}
Carbonati	Ag_2CO_3	8×10^{-12}		$Mg(OH)_2$	6×10^{-12}
	$BaCO_3$	2.6×10^{-9}		$Tl(OH)_3$	2×10^{-44}
	$CaCO_3$	4.9×10^{-9}		$Zn(OH)_2$	4×10^{-17}
	$MgCO_3$	6.8×10^{-6}	Ioduri	AgI	1×10^{-16}
	$PbCO_3$	1×10^{-13}		Hg_2I_2	5×10^{-29}
	$SrCO_3$	5.6×10^{-10}		PbI_2	8.4×10^{-9}
Cloruri	$AgCl$	1.8×10^{-10}	Fosfati	Ag_3PO_4	1×10^{-16}
	Hg_2Cl_2	1×10^{-18}		$AlPO_4$	1×10^{-20}
	$PbCl_2$	1.7×10^{-5}		$Ca_3(PO_4)_2$	1×10^{-33}
Cromati	Ag_2CrO_4	1×10^{-12}		$Mg_3(PO_4)_2$	1×10^{-24}
	$BaCrO_4$	1.2×10^{-10}	Solfati	$BaSO_4$	1.1×10^{-10}
	$PbCrO_4$	2×10^{-14}		$CaSO_4$	7.1×10^{-5}
	$SrCrO_4$	3.6×10^{-5}		$PbSO_4$	1.8×10^{-8}
Fluoruri	BaF_2	1.8×10^{-7}		$SrSO_4$	3.4×10^{-7}
	CaF_2	1.5×10^{-10}			
	MgF_2	7×10^{-11}			
	PbF_2	7.1×10^{-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 ₃	Carbonato di calcio	3.4×10^{-9}	Calcite, spato d'Islanda
MnCO ₃	Carbonato di Manganese(II)	2.3×10^{-11}	Rodocrosite (forma cristalli di colore rosa)
FeCO ₃	Carbonato di ferro(II)	3.1×10^{-11}	Siderite
CaF ₂	Fluoruro di calcio	5.3×10^{-11}	Fluorite (da cui si prepara HF ed altri fluoruri inorganici)
AgCl	Cloruro di argento	1.8×10^{-10}	Clorargite
AgBr	Bromuro di argento	5.4×10^{-13}	Usato in pellicole fotografiche
CaSO ₄	Solfato di calcio	4.9×10^{-5}	La forma idrata è comunemente chiamata gesso
BaSO ₄	Solfato di bario	1.1×10^{-10}	Barite (usata nei "fanghi di circolazione" delle trivellazioni e come componente di pitture)
SrSO ₄	Solfato di stronzio	3.4×10^{-7}	Celestite
Ca(OH) ₂	Idrossido di calcio	5.5×10^{-5}	Calce spenta

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

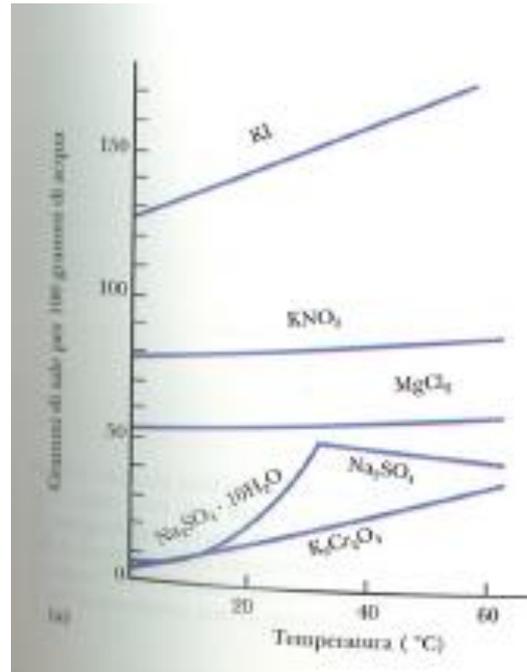
Dal valore del K_{ps} si può calcolare la solubilità del sale.

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



CaCO₃ 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 CaCO_3
in presenza di HCl



Dissoluzione di MnS in presenza di HCl

MnS in **acqua**

+ HCl

MnS in **acqua/HCl**

