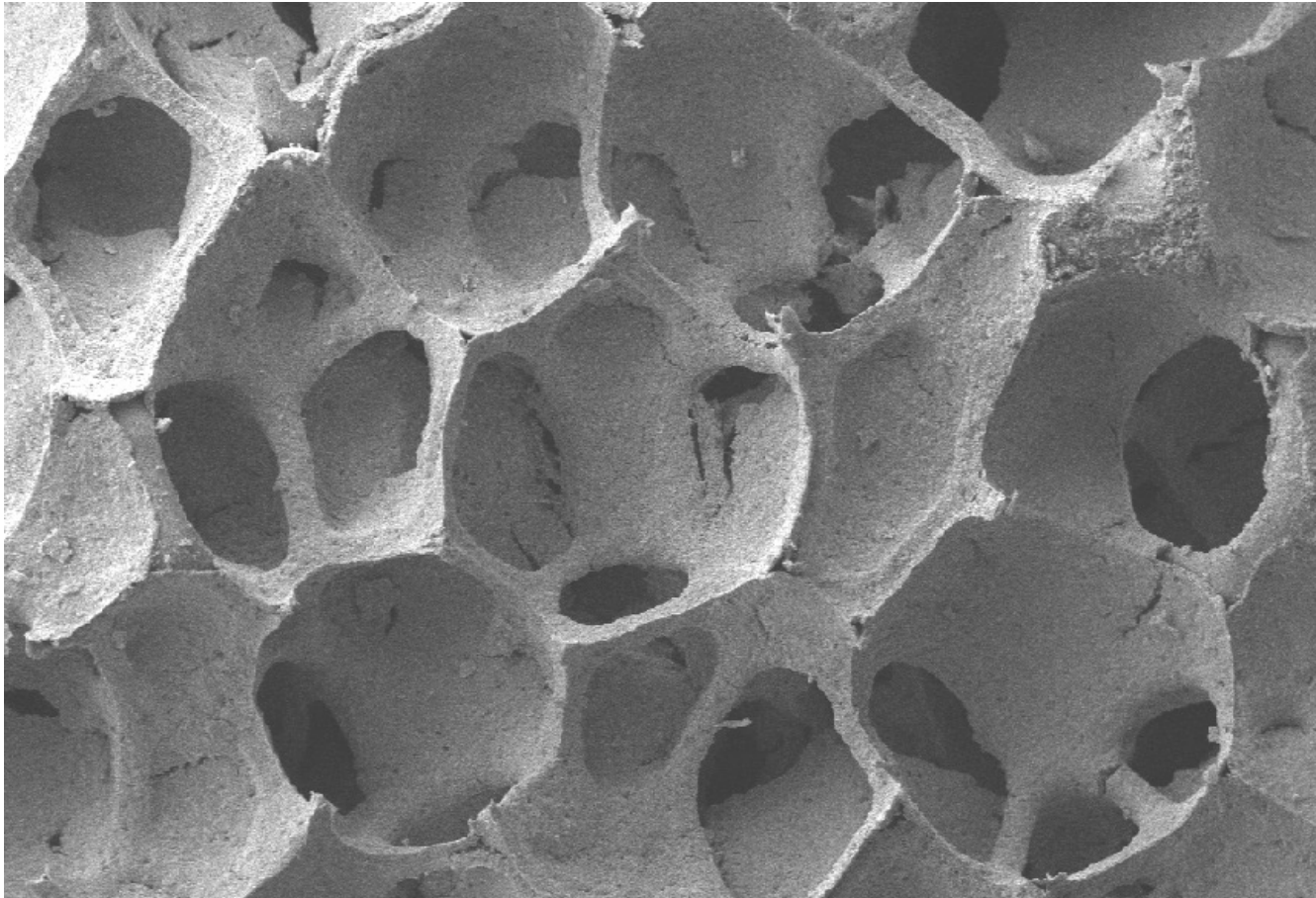
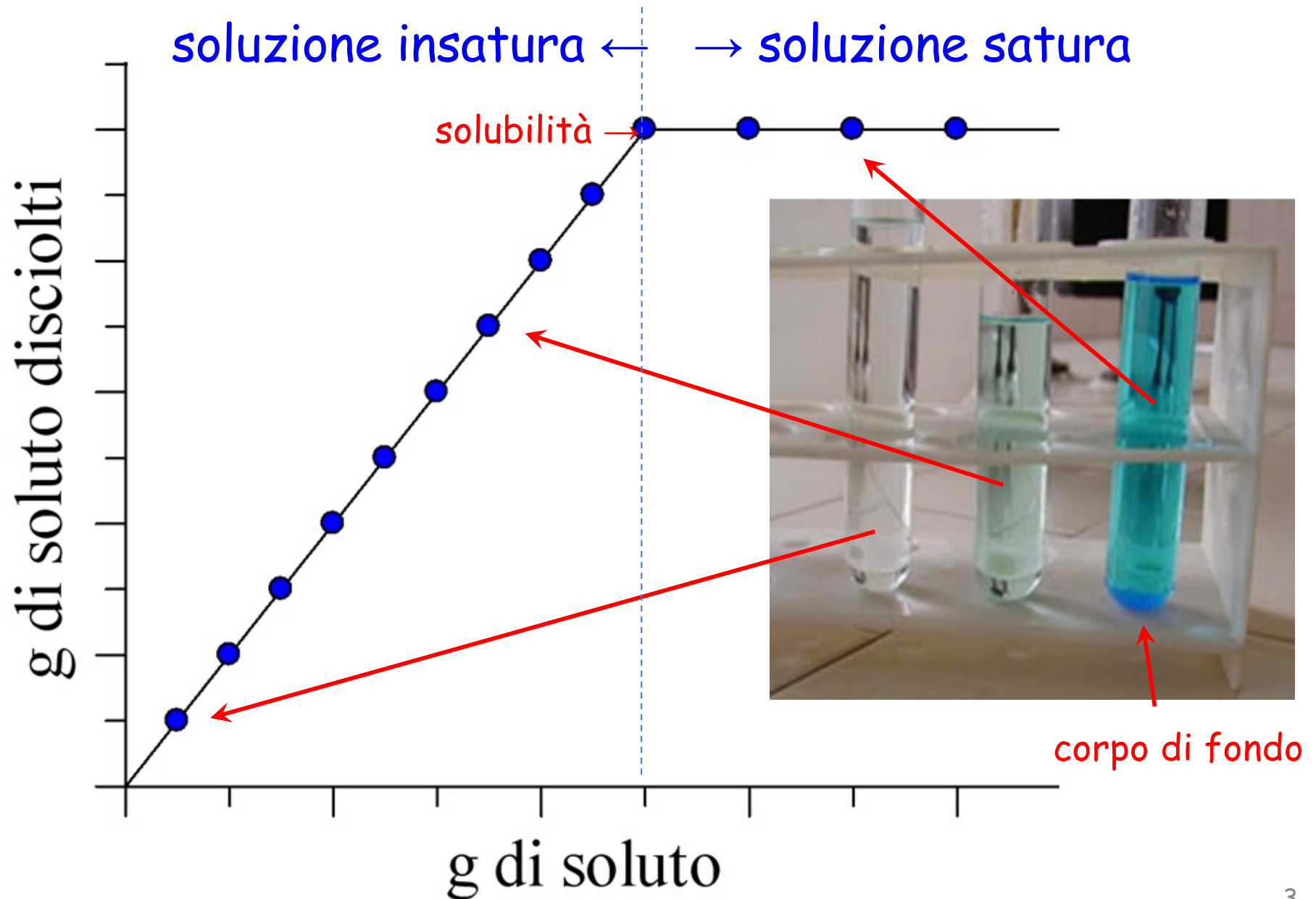
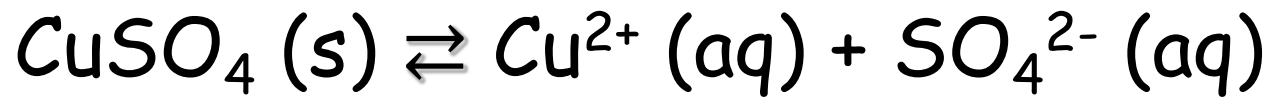


# Solubilità dei sali ed equilibri eterogenei



L'idrossiapatite :  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$

- La solubilità di una sostanza in un solvente è determinata dall'equilibrio delle **forze intermolecolari** tra solvente e soluto e dal cambiamento di **entropia** che accompagna la solvatazione.
- Fattori come la temperatura e la pressione possono alterare questo equilibrio, variando la solubilità.

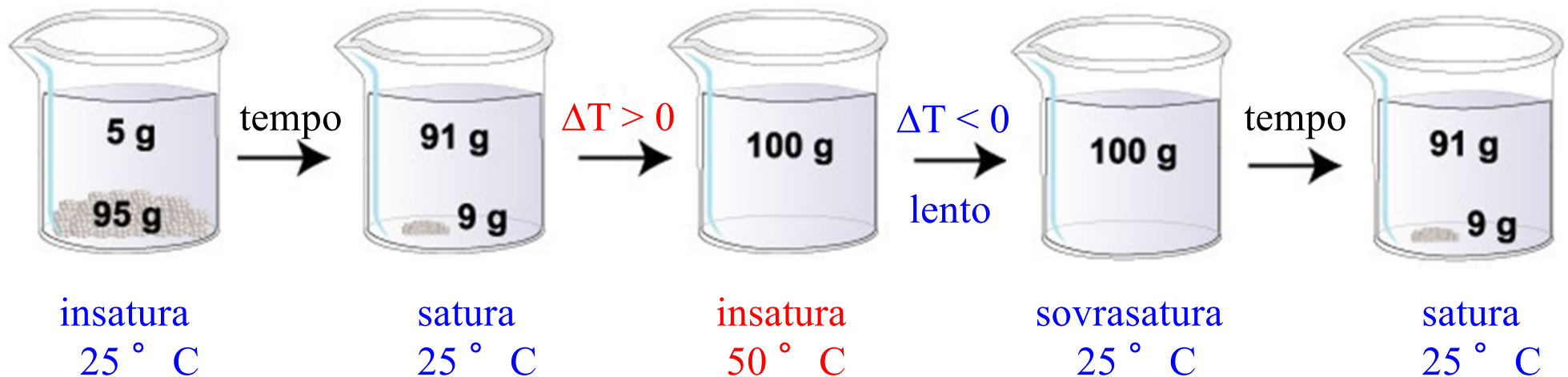


# La solubilità

È definita come la **quantità massima di soluto** che si **scioglie** in una **quantità specificata di solvente** ad una data temperatura (e pressione per i gas)

Una soluzione si dice:

- **satura** se, in una certa quantità di solvente, non è possibile sciogliere ulteriore soluto (ad ogni aggiunta successiva di soluto si forma un corpo di fondo)
- **insatura** se la quantità di soluto disciolto è minore della quantità necessaria affinché la soluzione sia satura
- **sovrasatura** se la quantità di soluto disciolto è maggiore della quantità necessaria affinché la soluzione sia satura. Le soluzioni sovrasature sono instabili e tendono a raggiungere lo stato di soluzioni sature separando soluto allo stato puro





La solubilità di un certo soluto in un certo solvente dipende, oltre che dalle caratteristiche delle due sostanze, anche dalla temperatura e dalla pressione.



Tahiti



Patagonia

In generale all'aumento della temperatura aumenta la solubilità delle sostanze solide, mentre diminuisce quella delle sostanze gassose.  
Es. i mari tropicali, più caldi, sono più "salati" di quelli glaciali.

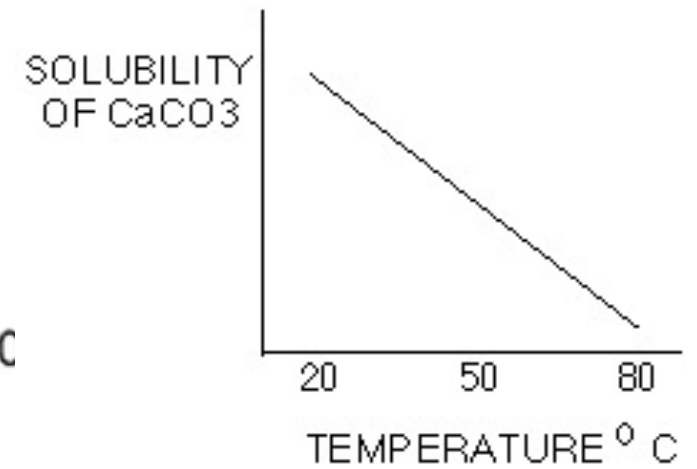
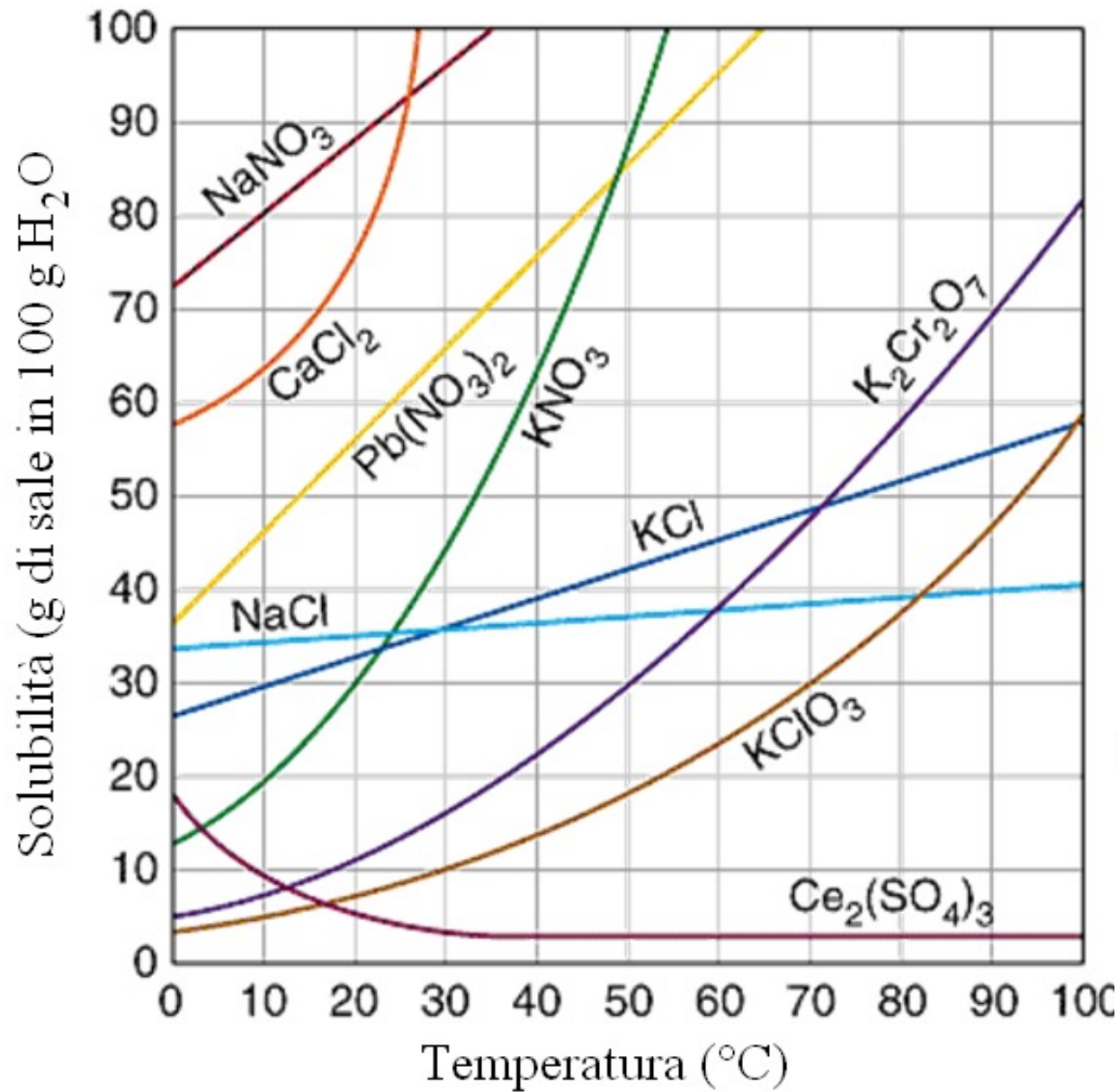
# Il mar morto, 480 m sotto il livello del mare



Mar morto: [sale] = 340 g/L (sali di  $Mg^{2+}$ ,  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $K^+$ , e  $Cl^-$  e  $Br^-$ ).  
Nel mare: [NaCl] = 35 g/L

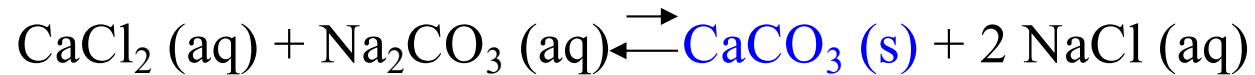


# Solubilità di alcuni sali in funzione della temperatura a pressione atmosferica



# Solubilità dei sali

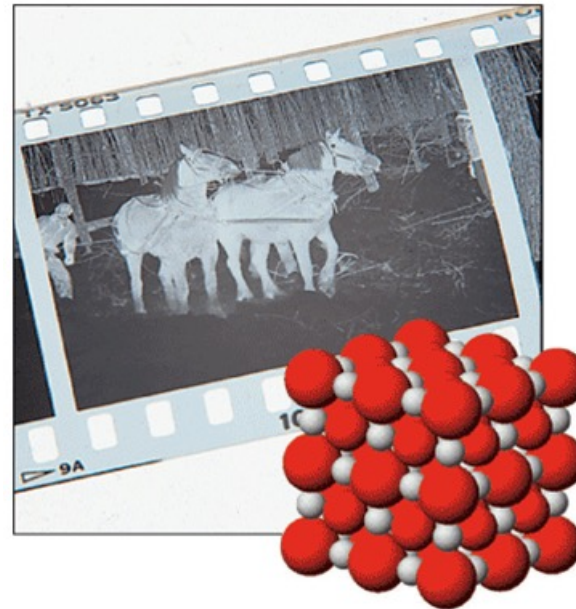
Le reazioni di precipitazione sono reazioni di scambio in cui uno dei prodotti è un composto insolubile in acqua.



La **solubilità** del  $\text{CaCO}_3$  è  $\sim 58 \text{ mM}$  a  $25^\circ \text{ C}$  e quella del  $\text{AgBr}$  è  $\sim 0.7 \text{ mM}$  a  $25^\circ \text{ C}$ .



stalattiti di  $\text{CaCO}_3$

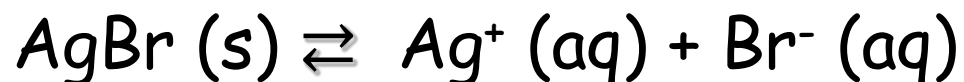


una pellicola in b/n è ricoperta di  $\text{AgBr}$  insolubile in acqua



# Il prodotto di solubilità $K_{PS}$

Se del  $AgBr$  è posto in acqua pura, una piccola parte del sale si scioglie stabilendo l'equilibrio:



Se si titolano le concentrazioni di  $Ag^+$  e  $Br^-$  disciolti in acqua si trova che  $[Ag^+] = [Br^-] = 7.35 \times 10^{-7} \text{ M}$  a  $25^\circ \text{ C}$ .

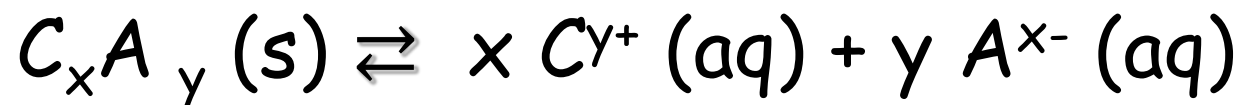
La quantità disciolta di un sale insolubile in acqua può essere espressa in termini di una costante di equilibrio per il processo di dissoluzione:

$$K = \frac{[Ag^+] \cdot [Br^-]}{[AgBr]_{\text{solido}}} \rightarrow K \cdot [AgBr]_{\text{solido}} = [Ag^+] \cdot [Br^-] = K_{PS}$$

$$K_{PS} = [Ag^+] \cdot [Br^-] = 5.4 \cdot 10^{-13} \text{ M}^2$$

Il valore della costante di equilibrio che riflette la solubilità di un composto è definito come **prodotto di solubilità**:

Il prodotto di solubilità  $K_{PS}$  per un qualsiasi sale  $C_xA_y$  ha sempre la forma (C = catione e A = anione):



$$K_{PS} = [C^{y+}]^x \cdot [A^{x-}]^y$$

dimensioni  $M^{(x+y)}$

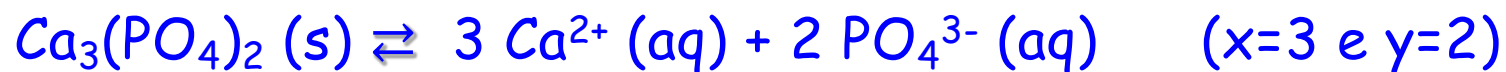
Esempi:



$$K_{PS} = [Ca^{2+}] [F^-]^2 = 5.3 \times 10^{-11} M^3$$



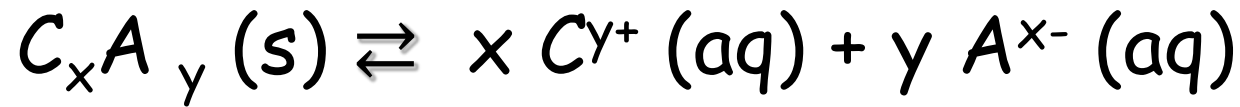
$$K_{PS} = [Ag^+]^2 [SO_4^{2-}] = 1.2 \times 10^{-5} M^3$$



$$K_{PS} = [Ca^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2 = 2.0 \times 10^{-29} M^5$$

**NB:** Il prodotto di solubilità  $K_{PS}$  non va confuso con la solubilità di un composto

Qualsiasi composto poco solubile  $C_xA_y$  va incontro all'equilibrio di solubilità



Se per ogni  $S$  moli del composto  $C_xA_y$  si formano  $xS$  moli di  $C^{y+}$  e  $yS$  moli di  $A^{x-}$  allora:

$$[C^{y+}] = xS \text{ e } [A^{x-}] = yS$$

Sostituendo queste 2 equazioni nell'espressione del prodotto di solubilità

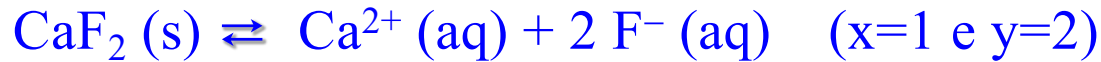
$$K_{PS} = (x \cdot S)^x \cdot (y \cdot S)^y = x^x \cdot y^y \cdot S^{x+y}$$

da cui si ricava:

$$S = \left( \frac{K_{PS}}{x^x \cdot y^y} \right)^{\frac{1}{x+y}}$$

ovvero la relazione fra solubilità e prodotto di solubilità dipende dalla stechiometria del composto

Esempi:



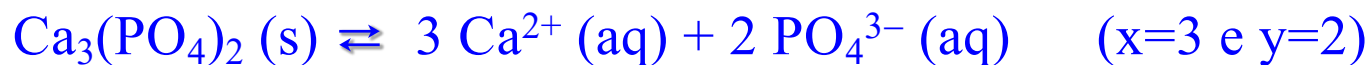
$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^-]^2 = 5.3 \cdot 10^{-11} \text{ M}^3$$

$$S = \left( \frac{5.3 \cdot 10^{-11}}{1^1 \cdot 2^2} \right)^{\frac{1}{1+2}} = \left( \frac{5.3 \cdot 10^{-11}}{4} \right)^{\frac{1}{3}} = 2.4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$



$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+]^2 \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1.2 \cdot 10^{-5} \text{ M}^3$$

$$S = \left( \frac{1.2 \cdot 10^{-5}}{2^2 \cdot 1^1} \right)^{\frac{1}{2+1}} = \left( \frac{1.2 \cdot 10^{-5}}{4} \right)^{\frac{1}{3}} = 1.4 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$



$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2 = 2.0 \cdot 10^{-29} \text{ M}^5$$

$$S = \left( \frac{2.0 \cdot 10^{-29}}{3^3 \cdot 2^2} \right)^{\frac{1}{3+2}} = \left( \frac{2.0 \cdot 10^{-29}}{108} \right)^{\frac{1}{5}} = 7.1 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$



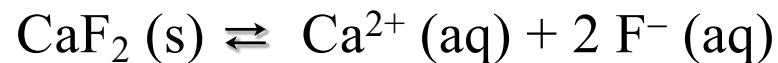
## Alcuni composti poco solubili e valore dei loro $K_{PS}$

formula	nome	$K_{PS}$ (25 ° C)	solubilità S (M)
$\text{CaCO}_3$	carbonato di calcio	$3.4 \cdot 10^{-9} \text{ M}^2$	$5.8 \cdot 10^{-5}$
$\text{MnCO}_3$	carbonato di manganese (II)	$2.3 \cdot 10^{-11} \text{ M}^2$	$4.8 \cdot 10^{-6}$
$\text{FeCO}_3$	carbonato di ferro (II)	$3.1 \cdot 10^{-11} \text{ M}^2$	$5.6 \cdot 10^{-6}$
$\text{CaF}_2$	fluoruro di calcio	$5.3 \cdot 10^{-11} \text{ M}^3$	$2.4 \cdot 10^{-4}$
$\text{AgCl}$	cloruro di argento	$1.8 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2$	$1.3 \cdot 10^{-5}$
$\text{AgBr}$	bromuro di argento	$5.4 \cdot 10^{-13} \text{ M}^2$	$7.3 \cdot 10^{-7}$
$\text{CaSO}_4$	solfo di calcio	$4.9 \cdot 10^{-5} \text{ M}^2$	$7.0 \cdot 10^{-3}$
$\text{BaSO}_4$	solfo di bario	$1.1 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2$	$1.0 \cdot 10^{-5}$
$\text{SrSO}_4$	solfo di stronzio	$3.4 \cdot 10^{-7} \text{ M}^2$	$5.8 \cdot 10^{-4}$
$\text{Ca(OH)}_2$	idrossido di calcio	$5.5 \cdot 10^{-5} \text{ M}^3$	$2.4 \cdot 10^{-2}$
$\text{Mg(OH)}_2$	idrossido di magnesio	$5.6 \cdot 10^{-12} \text{ M}^3$	$1.1 \cdot 10^{-4}$
$\text{CaC}_2\text{O}_4$	ossalato di calcio	$1.3 \cdot 10^{-9} \text{ M}^2$	$3.6 \cdot 10^{-5}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	fosfato di calcio	$2.0 \cdot 10^{-29} \text{ M}^5$	$7.1 \cdot 10^{-7}$

## Relazione tra solubilità e $K_{PS}$

Le costanti dei prodotti di solubilità sono determinate mediante accurate misure di laboratorio delle concentrazioni degli ioni in soluzione

Il fluoruro di calcio, il componente principale del minerale **fluorite**, si discioglie in acqua in piccole quantità:



cristalli cubici di fluorite

Se a  $25^{\circ} \text{C}$  si misura una  $[\text{Ca}^{2+}] = 2.4 \times 10^{-4} \text{ M}$ , quanto vale  $K_{PS}$  ?

Quando il  $\text{CaF}_2$  si scioglie in soluzione l'equazione chimica bilanciata mostra che

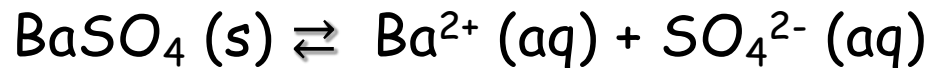
$$[\text{F}^{-}] = 2 [\text{Ca}^{2+}] = 2 \cdot 2.4 \cdot 10^{-4} = 4.8 \cdot 10^{-4} \text{ M} \quad \text{quindi:}$$

$$K_{PS} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{F}^{-}]^2 = 2.4 \cdot 10^{-4} \cdot 4.8 \cdot 10^{-4} = 5.3 \cdot 10^{-11} \text{ M}^3 \text{ a } 25^{\circ} \text{C}.$$

La solubilità  $S$  del sale vale  $S = [\text{Ca}^{2+}] = [\text{F}^{-}] / 2 = 2.4 \times 10^{-4} \text{ M}$

Il solfato di bario è opaco ai raggi x e viene utilizzato in medicina per esaminare il tratto digerente

Nello studio **contrastografico** dell'apparato digerente viene oggi utilizzato il solfato di bario che essendo insolubile in acqua, e quindi nei liquidi organici, **non può essere assorbito dall'organismo** e non può esercitare **azione tossica** o talora letale.



$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1.1 \times 10^{-10} \text{ M}^2$$

$$\text{solubilità} = [\text{Ba}^{2+}] = [\text{SO}_4^{2-}] = 1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Il bario è caratterizzato, come tutti i mezzi di contrasto positivi, da un alto numero atomico ( $Z = 56$ )

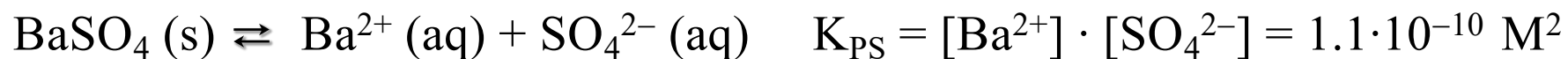


radiografia dell'apparato digerente

## Relazione tra solubilità e $K_{PS}$

I **valori di  $K_{PS}$**  per sali poco solubili possono essere utilizzati per calcolare la **solubilità di un sale** o per determinare se si formerà un precipitato quando soluzioni del suo catione e del suo anione vengono mescolate.

Esempio 1: Il valore del prodotto di solubilità per il solfato di bario a 25 ° C è  $K_{PS} = 1.1 \cdot 10^{-10} \text{ M}^2$ . Calcolare la solubilità del sale in acqua pura: a) in moli /L e b) g/L ( $M_{BaSO_4} = 233 \text{ g/mol}$ )



Equazione	$BaSO_4 (s) \rightleftharpoons$	$Ba^{2+} (aq)$	+	$SO_4^{2-} (aq)$
quantità iniziali (M)		0		0
quantità disciolte (M)		+x		+x
equilibrio (M)		x		x

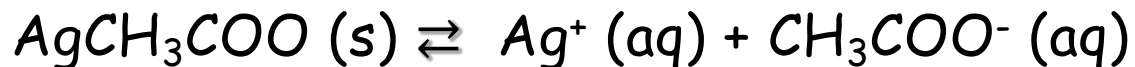
$$K_{PS} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = x^2 \quad x = \sqrt{K_{PS}} = \sqrt{1.1 \cdot 10^{-10}} = 1.0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

- a) La solubilità del solfato di bario in mol/L è  $1.0 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
- b) La solubilità del solfato di bario in g/L è  $1.0 \cdot 10^{-5} \cdot 233 = 0.0024 \text{ g/L}$



## Solubilità ed effetto dello ione in comune

Cosa succede se ad una soluzione satura di un sale insolubile è aggiunto il catione o l'anione del sale?

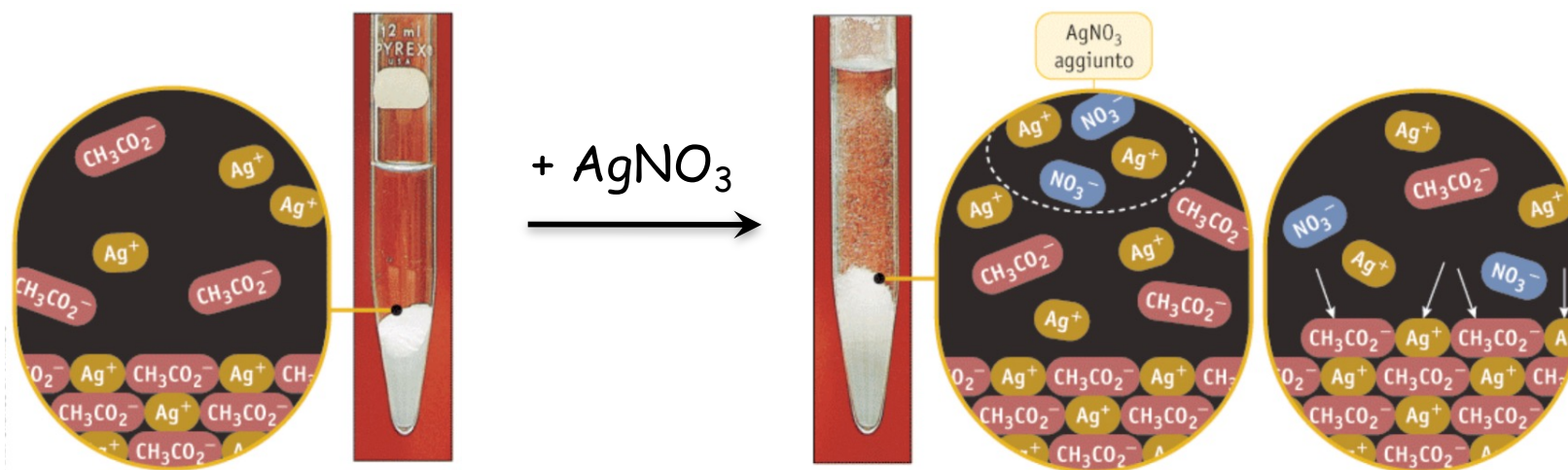


$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \times [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 2.0 \times 10^{-3} \text{ M}^2$$

Nella soluzione satura sono presenti  $[\text{Ag}^+] = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = (K_{ps})^{\frac{1}{2}} = 0.045 \text{ M}$ .

Se aggiungiamo  $0.1 \text{ M AgNO}_3$  a questa soluzione

$$Q = [\text{Ag}^+] [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 0.145 \times 0.045 = 6.5 \times 10^{-3} \text{ M}^2 > K_{ps}$$



Per il principio di Le Châtelier precipiterà dell'acetato di argento.

Quanto acetato di argento precipiterà se era disponibile 1 L di soluzione ( $M_{\text{AgCH}_3\text{COO}} = 277.26 \text{ g/mol}$ )?

Equazione	$\text{AgCH}_3\text{COO (s)} \rightleftharpoons$	$\text{Ag}^+ \text{ (aq)} +$	$\text{CH}_3\text{COO}^- \text{ (aq)}$
quantità iniziali (M)		0.045	0.045
quantità aggiunte (M)		0.045+0.1	0
quantità reagite (M)		-x	-x
equilibrio (M)		0.145-x	0.045-x

$$K_{\text{PS}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 2.0 \times 10^{-3} \text{ M}^2$$

$$2.0 \times 10^{-3} = (0.145 - x)(0.045 - x) \quad x = 0.0276 \text{ M}$$

precipiteranno quindi 0.0276 mol/L del sale ovvero

$$0.0276 \times 277.26 = 7.6 \text{ g}$$

$K_{PS}$ , quoziente di reazione e precipitazione

Il quoziente di reazione  $Q$  permette di stabilire:

- i) se si formerà un precipitato quando sono note le concentrazioni degli ioni
- ii) quali concentrazione degli ioni sono necessarie perché cominci la precipitazione di un sale insolubile.



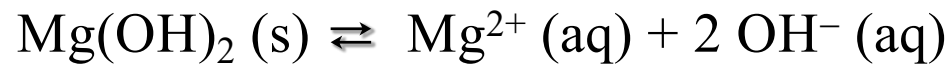
Se una soluzione contiene ioni  $\text{Ag}^+$  e  $\text{Cl}^-$  in certe concentrazioni, il quoziente di reazione  $Q = [\text{Ag}^+] [\text{Cl}^-]$

se  $Q = K_{PS}$ , la soluzione è satura e il sistema è all'equilibrio

se  $Q < K_{PS}$ , la soluzione non è satura

se  $Q > K_{PS}$ , la soluzione è sovrasatura e il sistema non è all'equilibrio

Esempio 3: Il valore del prodotto di solubilità per l'idrossido di magnesio a 25 °C è  $K_{PS} = 5.6 \cdot 10^{-12} \text{ M}^3$ . Inizialmente la  $[\text{Mg}^{2+}] = 1.5 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ . a) se a questa soluzione si aggiunge sufficiente NaOH da raggiungere una concentrazione di  $[\text{OH}^-] = 1.0 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ , precipiterà l'idrossido di magnesio? b) se non precipita, precipiterà se la concentrazione di  $\text{OH}^-$  viene aumentata a  $1.0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ?



$$K_{PS} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 5.6 \cdot 10^{-12} \text{ M}^3$$

$$\text{a) } Q = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = (1.5 \cdot 10^{-6}) \cdot (1.0 \cdot 10^{-4})^2 = 1.5 \cdot 10^{-14} < K_{PS}$$

La soluzione non è ancora satura e non vi sarà precipitazione

$$\text{b) } Q = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = (1.5 \cdot 10^{-6}) \cdot (1.0 \cdot 10^{-2})^2 = 1.5 \cdot 10^{-10} > K_{PS} \text{ si}$$

avrà precipitazione di  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  finchè le concentrazioni degli ioni  $\text{Mg}^{2+}$  e  $\text{OH}^-$  non saranno diminuite in modo che il prodotto

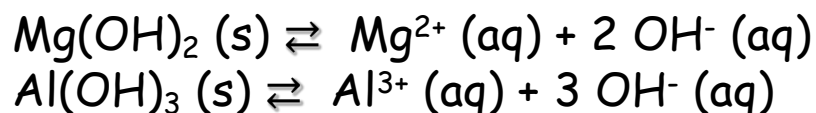
$$[\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = K_{PS}$$



## Basi forti poco solubili

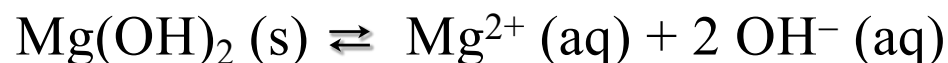
Le soluzioni di acidi e basi sono tollerate dal nostro organismo (es. nella alimentazione) soltanto se la loro acidità o basicità è modesta. Soluzioni concentrate di acidi o basi sono caustiche e, per contatto cutaneo o ingerite, producono **gravi lesioni tessutali**. Non è, quindi, possibile somministrare a scopo terapeutico soluzioni concentrate di questi composti.

Alcuni composti comunemente usati nel trattamento sintomatico dell'**iperacidità gastrica** sono **basi forti poco solubili**, che hanno grande **basicità potenziale** (perché possono rilasciare molto ione idrossido se si sciolgono), ma pH debolmente basico. Un esempio di base usata per questo scopo è dato dalla **magnesia**



una sospensione di  $\text{Mg(OH)}_2$  e  $\text{Al(OH)}_3$

Un esempio di base forte poco solubile usata per questo scopo è dato dalla **magnesia** (idrossido di magnesio), che dà la reazione:



Il prodotto di solubilità dell'idrossido di magnesio è:

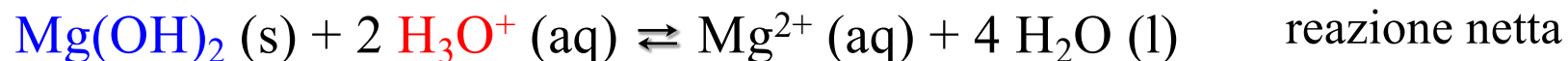
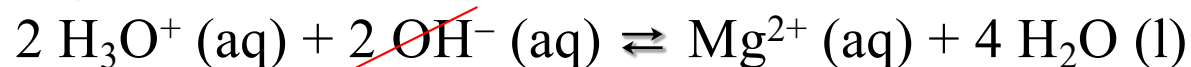
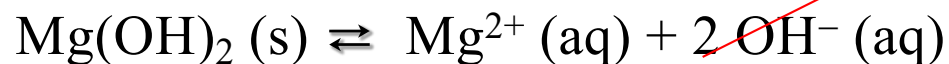
$$K_{\text{PS}} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 = 5.6 \cdot 10^{-12} \text{ M}^3$$

Per calcolare il pH della soluzione satura ( $[\text{Mg}^{2+}] = S$  e  $[\text{OH}^-] = 2 \cdot S$ )

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot S = 2 \cdot \sqrt[3]{\frac{K_{\text{PS}}}{4}} = 2 \cdot \sqrt[3]{\frac{5.6 \cdot 10^{-12}}{4}} = 2.2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

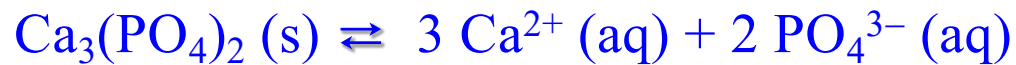
$$\text{pOH} = -\log_{10} 2.2 \cdot 10^{-4} = 3.65 \rightarrow \text{pH} = 10.35$$

Nello stomaco l'**iperacidità** è neutralizzata dalla **base**



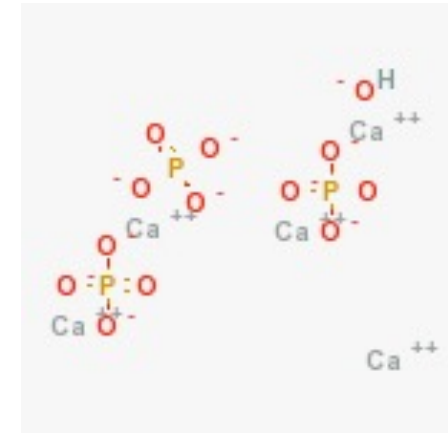
## Sali poco solubili degli acidi deboli

1) La matrice delle ossa è costituita da fosfato di calcio ( o meglio da idrossiapatite)

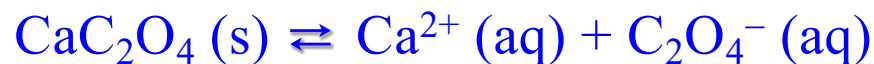


$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}]^3 \cdot [\text{PO}_4^{3-}]^2 = 2.0 \times 10^{-29} \text{ M}^5$$

$$\text{solubilità} = 7.1 \times 10^{-7} \text{ M}$$



2) Nel 90% dei casi i calcoli urinari sono costituiti da ossalato di calcio



$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = 1.3 \times 10^{-9} \text{ M}^2$$

$$\text{solubilità} = 3.6 \times 10^{-5} \text{ M}$$

## La colica renale e il prodotto di solubilità

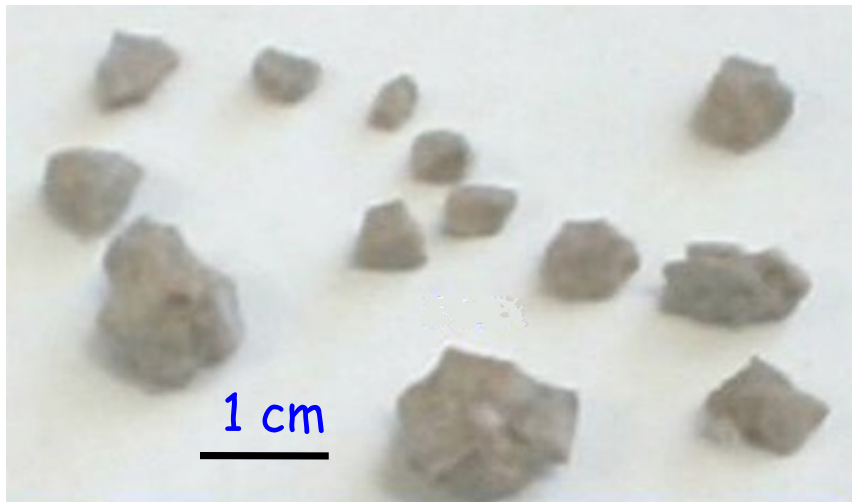
Una **colica renale** è probabilmente uno degli **eventi più dolorosi** che possa capitare. Colpisce senza preavviso, causando un dolore che spesso viene descritto come peggiore di quello del parto, di una frattura, di una ferita di arma da fuoco, di un'ustione o di un dolore chirurgico.

Le coliche renali colpiscono circa 1.2 milioni di persone ogni anno, e sono circa l'1% delle cause di ricovero. I **calcoli**, che ne sono causa, sono un problema che può insorgere **a qualsiasi livello del tratto urinario**, principalmente si formano nel **rene**, con una frequenza che arriva 12% per gli uomini, circa il doppio che per le donne, e un picco di incidenza intorno ai 35 anni.

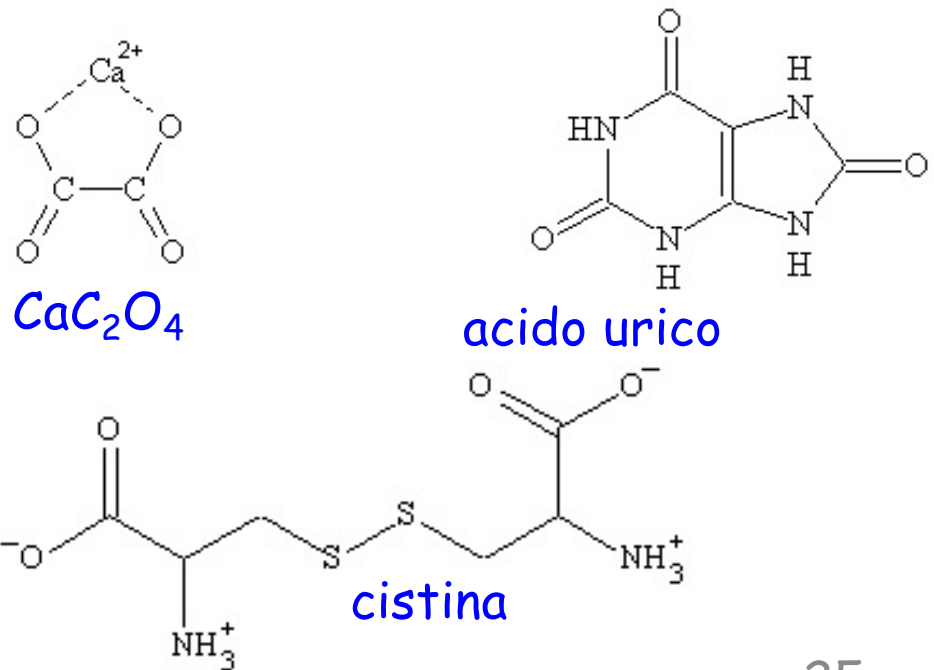
La colica renale generalmente è conseguente alla **mobilizzazione di un calcolo renale** e solitamente si manifesta con violento dolore alla regione lombare destra o sinistra, che si irradia al rispettivo fianco e quindi ai genitali; spesso è presente anche nausea e vomito.

I calcoli renali sono distinguibili in **calcoli calcarei** (contenenti calcio), che sono radio opachi, e **non calcarei**.

- 60-90%: **ossalato di calcio** o fosfato di calcio e sono causati da ipercalciuria, iperossaluria, iperparatiroidismo o troppo elevata sintesi di vitamina D<sub>3</sub>
- 10-15%: calcoli di **struvite**, un fosfato di magnesio ed ammonio ( $\text{NH}_4\text{MgPO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ), causati da infezioni urinarie croniche e ricorrenti
- 5-10%: calcoli formati da cristalli di **acido urico**
- 1%: calcoli di **cistina** (un dimero ossidato dell'amminoacido cisteina).

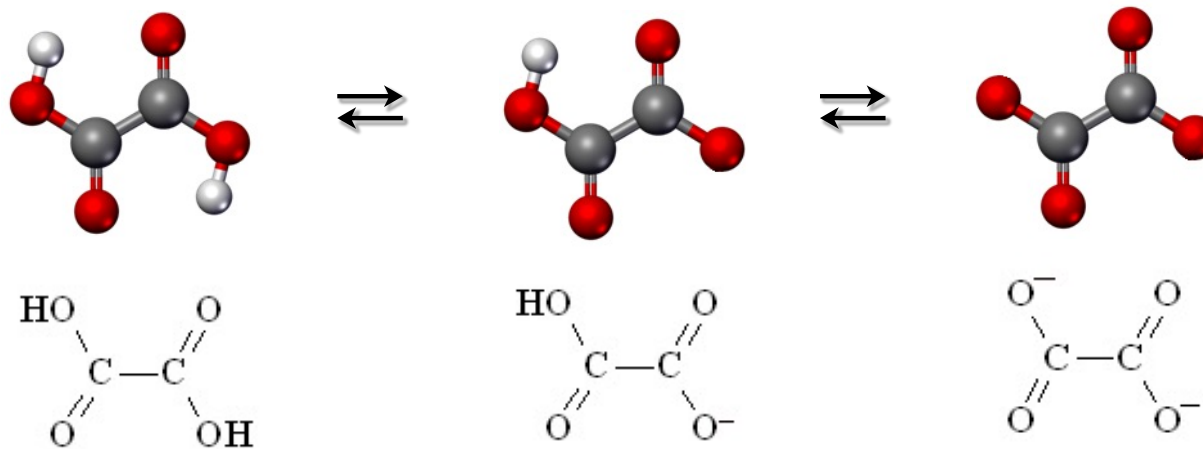
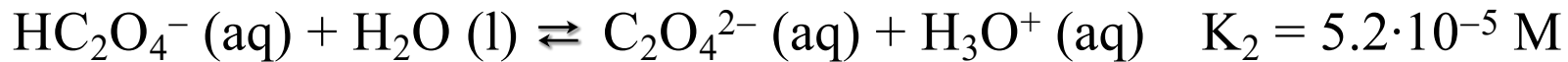
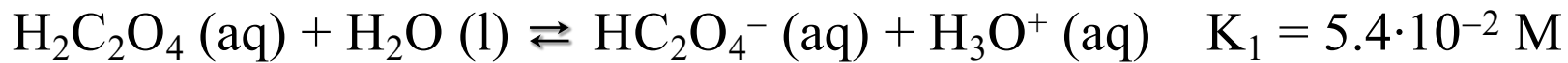


calcoli di ossalato di calcio ( $\text{CaC}_2\text{O}_4$ )

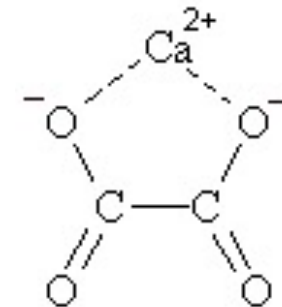
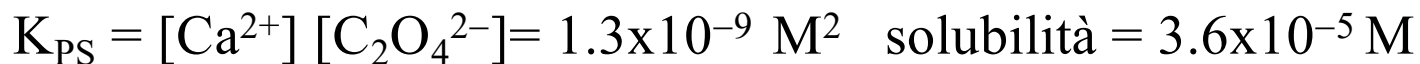
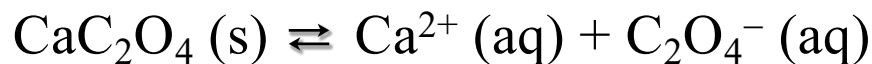




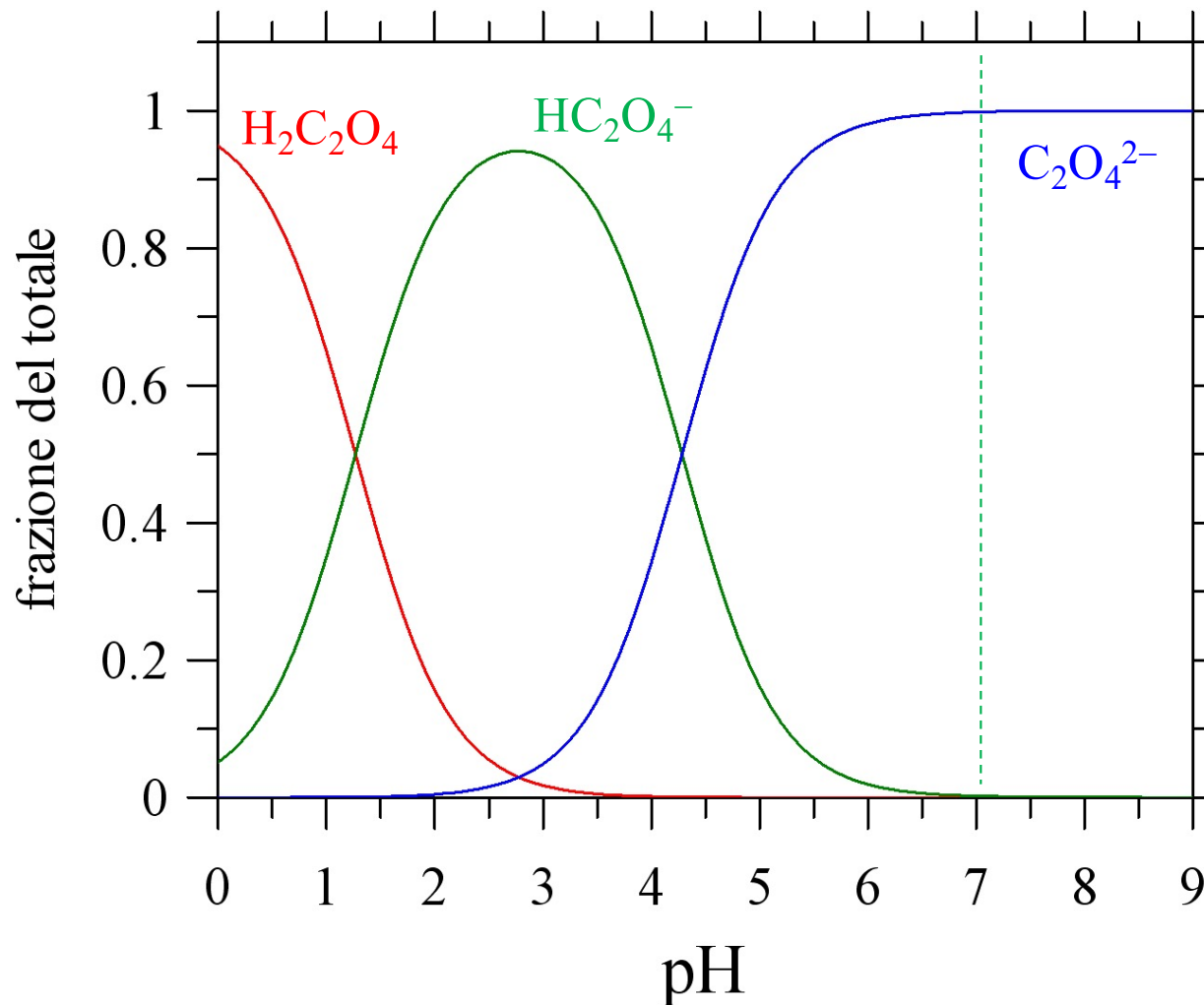
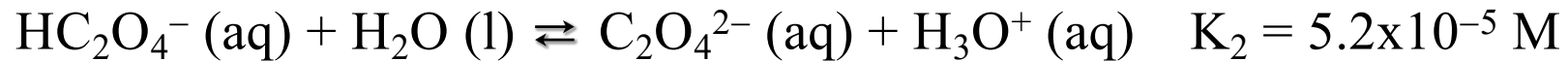
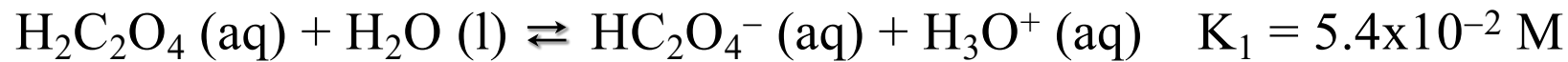
L'acido ossalico è un acido debole diprotico



In acqua la sua solubilità è di 143 g/L a 25 ° C (pari a 1.59 M). Se tuttavia si aggiunge del  $\text{Ca}^{2+}$  alla soluzione il sale che si forma (l'ossalato di calcio) è piuttosto insolubile:



## Quali condizioni favoriscono la formazione dell'ossalato di calcio?



pH dell'urina: 4.6–8.0

A pH > 7 l'acido ossalico è al 99% sotto forma di ossalato  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

## Un conto difficile

La  $[Ca^{2+}]$  media nelle urine = 2–8 mM

$$K_{PS} = [Ca^{2+}] [C_2O_4^{2-}] = 1.3 \times 10^{-9} \text{ M}^2$$

$$[C_2O_4^{2-}] = K_{PS} / [Ca^{2+}] = 1.3 \times 10^{-9} / 0.008 = 1.6 \times 10^{-7} \text{ M}$$

Quindi a  $pH > 7$ , a  $[Ca^{2+}] > 1 \text{ mM}$  e a concentrazioni di ossalato  $> 10^{-7} \text{ M}$ , si formerà un precipitato di ossalato di calcio, che potrà evolvere eventualmente nella formazione di un calcolo.

### Nell'iperossaluria

ossalato urinario  $> 40 \text{ mg/die} = 1.3 \times 10^{-9} \text{ moli/die}$

volume urine = 600–2500 mL/die

$[ossalato] = 2\text{--}7 \times 10^{-4} \text{ moli}$

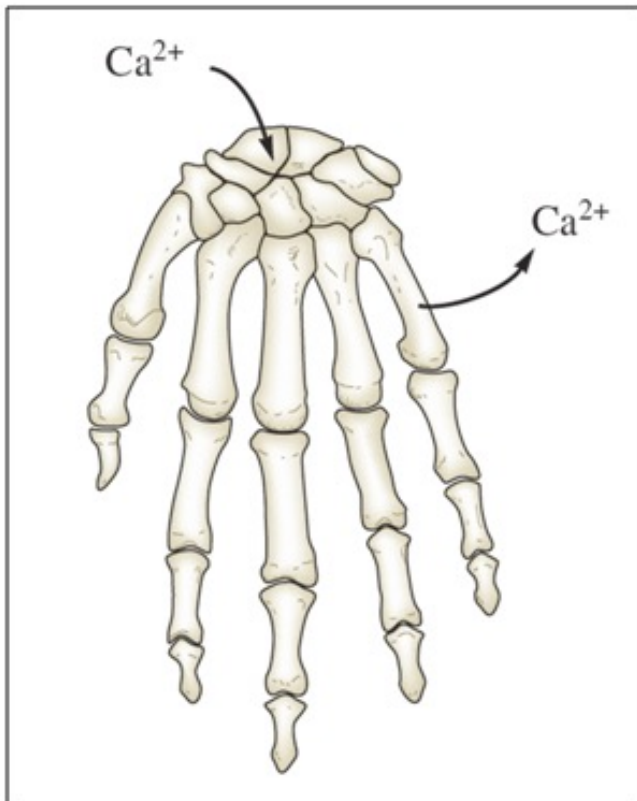
$$Q = [Ca^{2+}] [C_2O_4^{2-}] = 2.0 \times 10^{-3} \times 2.0 \times 10^{-4} = 4.0 \times 10^{-7} \gg K_{PS}$$

L'iperossaluria può essere primaria o causata da un'eccessiva ingestione di cibi contenenti ossalato (p. es., rabarbaro, spinaci, cacao, noccioline, pepe, tè) o da un'eccessivo riassorbimento di ossalati dovuto a diverse malattie intestinali (es. sindrome da eccessiva crescita batterica, pancreatite cronica o patologia biliare)

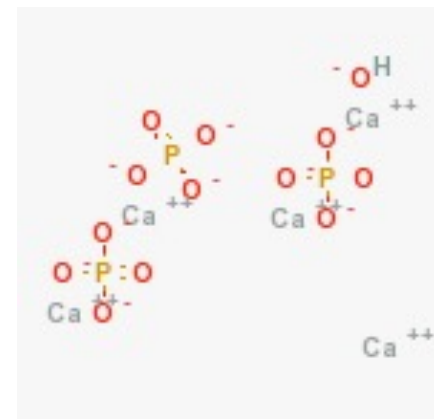
Dati da “Interpretation of Diagnostic Tests” di J. Wallach, Little Brown & Company Eds, 1979

# Il calcio

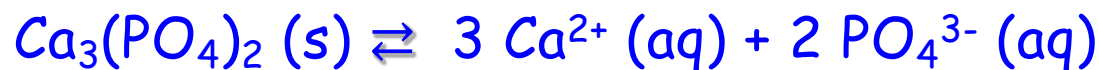
Il calcio nei liquidi corporei è costantemente **scambiato** in milioni di siti di costruzione. La ricostruzione ripara microfratture ed imperfezioni, permette la crescita dell'organismo e aiuta nella riparazione delle fratture.



# Il calcio



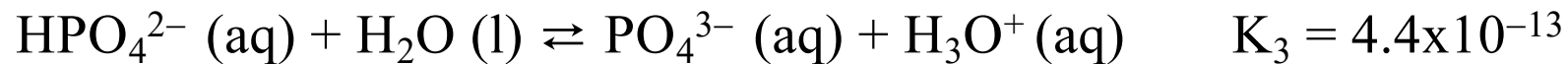
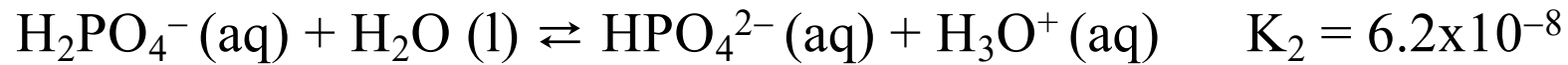
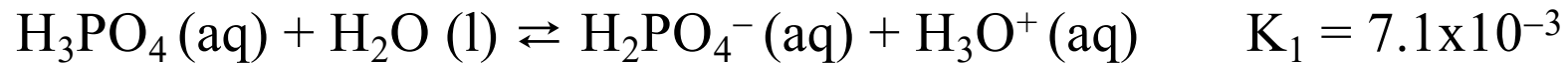
- 1 kg / 70 kg peso corporeo
  - 98% nelle ossa come idrossiapatite  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3(\text{OH})$ . Lo ione  $\text{OH}^-$  può essere sostituito con  $\text{F}^-$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$
  - 1% nel liquido interstiziale
  - 1% nel plasma
- $\text{Ca}^{2+}$ , libero e ionizzato, nel plasma è 45% del totale (1.1-1.3 mM)
- $\text{Ca}^{2+}$  complessato con fosfato (5%), citrato (5%),  $\text{HCO}_3^-$  e albumina (45%)
  - $\text{Ca}^{2+}$  e  $\text{PO}_4^{3-}$  nel plasma presenti ad una concentrazione vicina al prodotto di solubilità
  - Quando forma complessi con albumina, la  $[\text{Ca}^{2+}]$  diminuisce e la precipitazione di fosfato di calcio è inibita



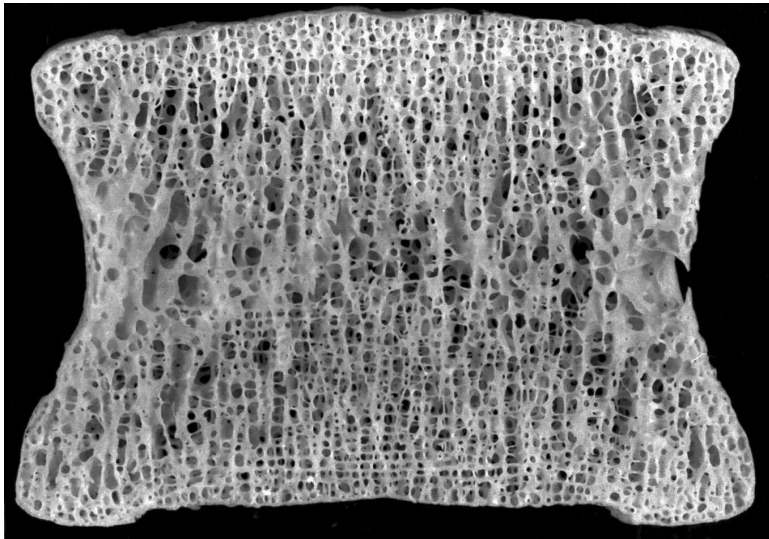
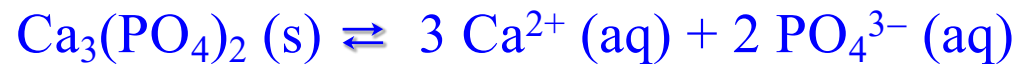
$$K_{\text{PS}} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = 2.0 \times 10^{-29} \text{ M}^5 \quad \text{solubilità} = 7.1 \times 10^{-7} \text{ M}$$



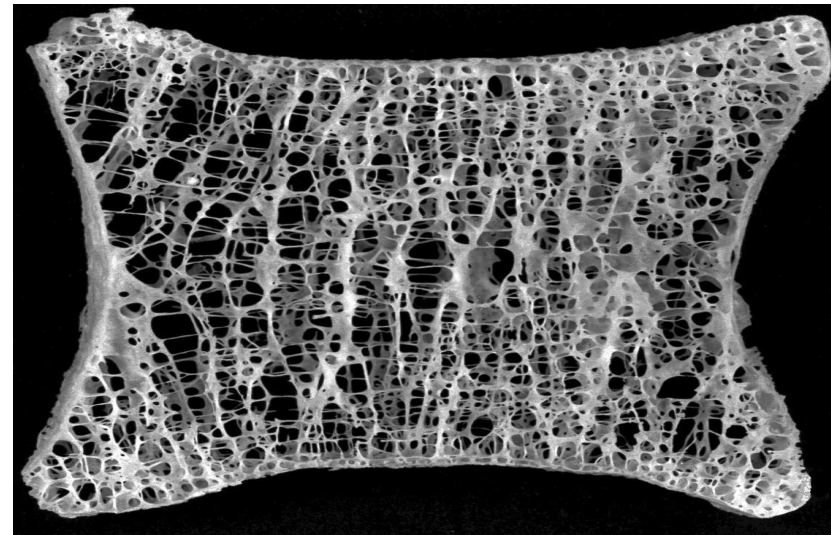
## acido fosforico



Gli osteoclasti producono acidi ed enzimi che sciolgono la matrice ossea.



Ossso normale



Moderata osteoporosi