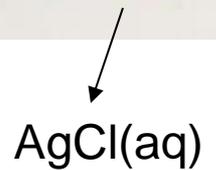
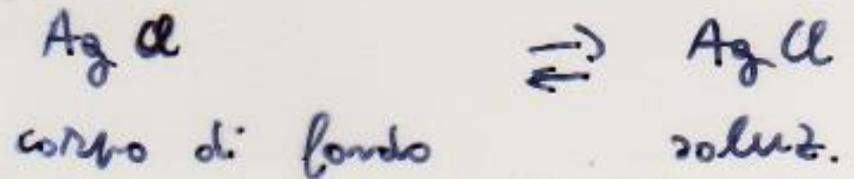
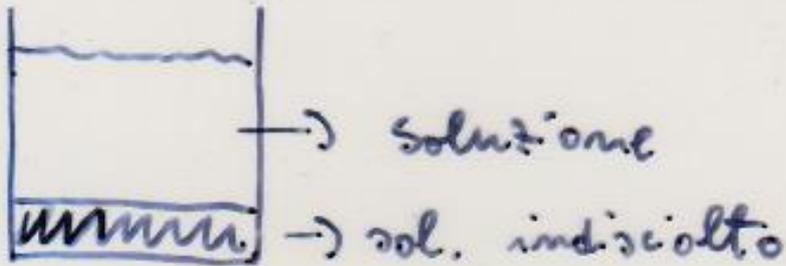
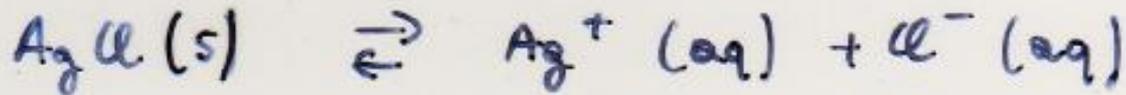


EQUILIBRI di SOLUBILITA'

Riguardano le soluzioni sature, si ha equilibrio dinamico tra soluto indisciolto e quello disciolto.



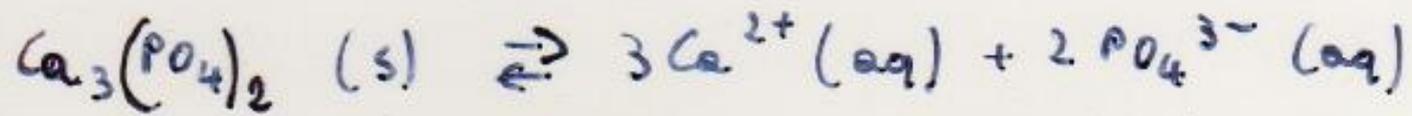
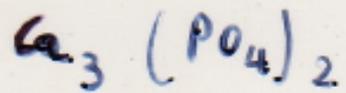
Quella parte di AgCl che si scioglie è completamente dissociata!!



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Prodotto di solubilità

[AgCl(s)] è inglobata nella Kps.



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2$$

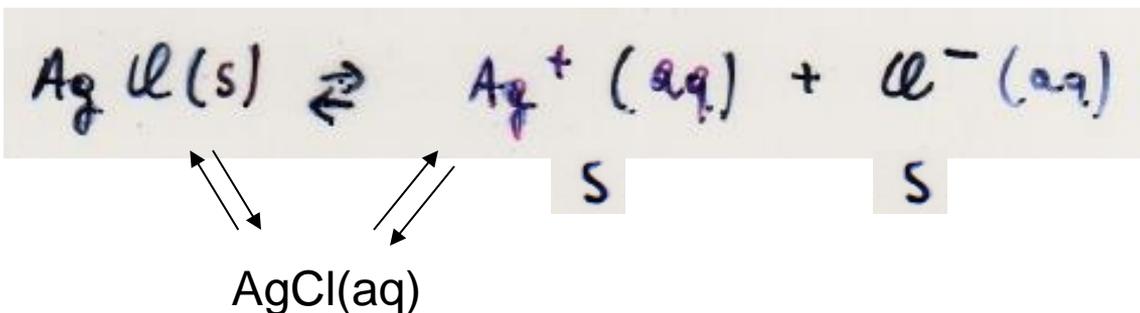
In genere:

$$pK_{ps} = -\log K_{ps}$$

Tanto più alto è il valore di pK_s , tanto più basso è il valore di K_{ps} e tanto meno favorito il passaggio in soluzione del sale.

SOLUBILITA' (S) e relazione con Kps

Numero di moli di sale che si sciolgono in un litro di soluzione satura (concentrazione molare della soluzione satura).

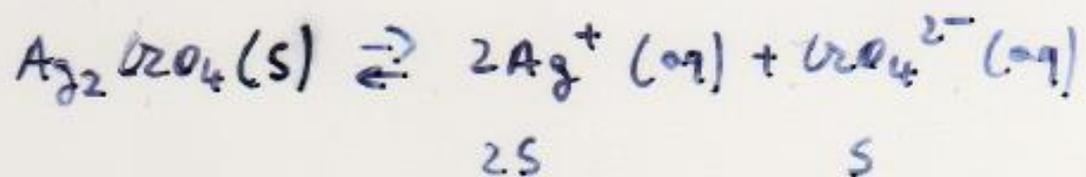
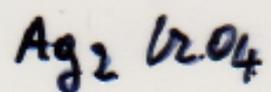


$$[\text{AgCl}(aq)] = S$$

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = S^2$$

a 25°C $K_{ps}(\text{AgCl}) = 1.6 \cdot 10^{-10} \text{ (M}^2) = S^2$

$$S = \sqrt{1.6 \cdot 10^{-10}} = 1.3 \cdot 10^{-5} \text{ M.}$$



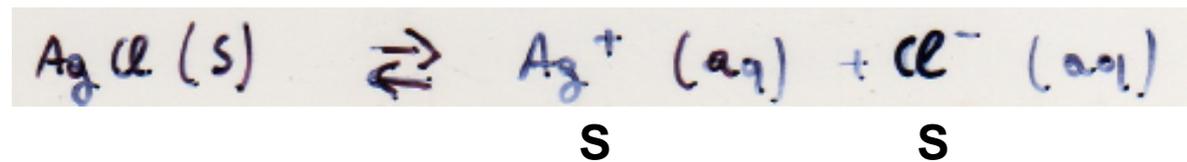
$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 [\text{CrO}_4^{2-}] = (2s)^2 \cdot s = 4s^3 = 9 \cdot 10^{-12}$$

$$s = \sqrt[3]{\frac{9 \cdot 10^{-12}}{4}} = 1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

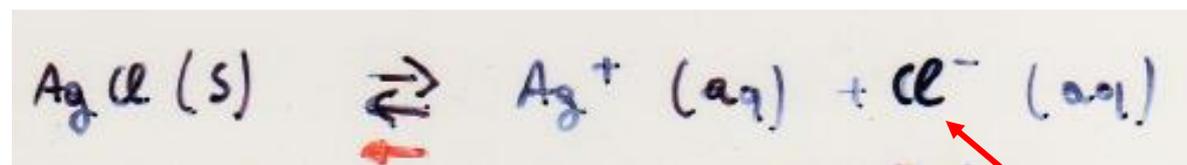
EFFETTO IONE COMUNE

Supponiamo di avere una soluzione satura di AgCl. La $[Cl^-]$ è data dal valore di S per questo sale in acqua pura cioè $1.3 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

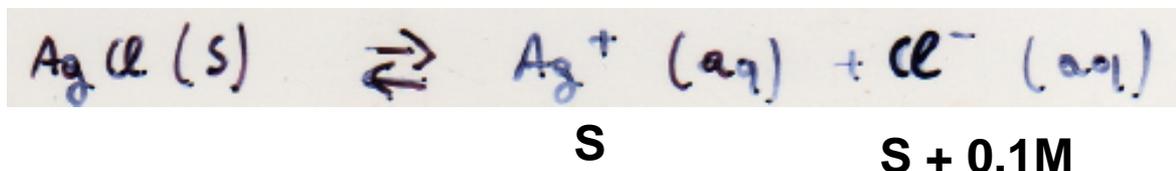
Aggiungiamo ad 1L di soluzione 0.1 moli di NaCl considerando dopo l'aggiunta invariato il volume della soluzione. Per il principio di Le Chatelier come reagisce l'equilibrio??



Prima di aggiungere NaCl



Aggiunta di Cl^-



Dopo aggiunta NaCl

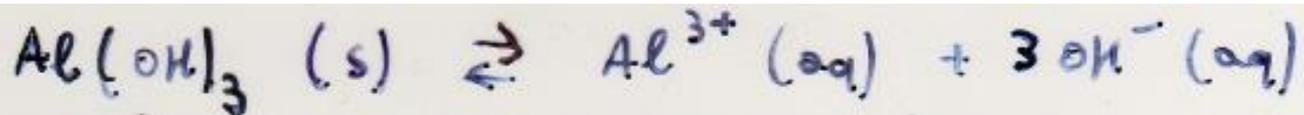
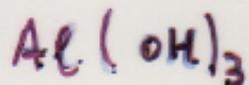
S è trascurabile rispetto 0.1 M. Si scrive:

$$K_{ps} = [Ag^+] [Cl^-] = s \left(\cancel{s} + 0.10 \right) = 1.6 \cdot 10^{-10}$$

$$s = \frac{1.6 \cdot 10^{-10}}{0.10} = 1.6 \cdot 10^{-9} \text{ M}$$

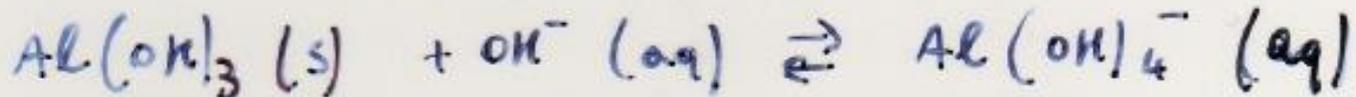
La solubilità è calata di 4 ordini di grandezza!!!

IDROSSIDI POCO SOLUBILI IN H₂O: CASO degli IDROSSIDI ANFOTERI



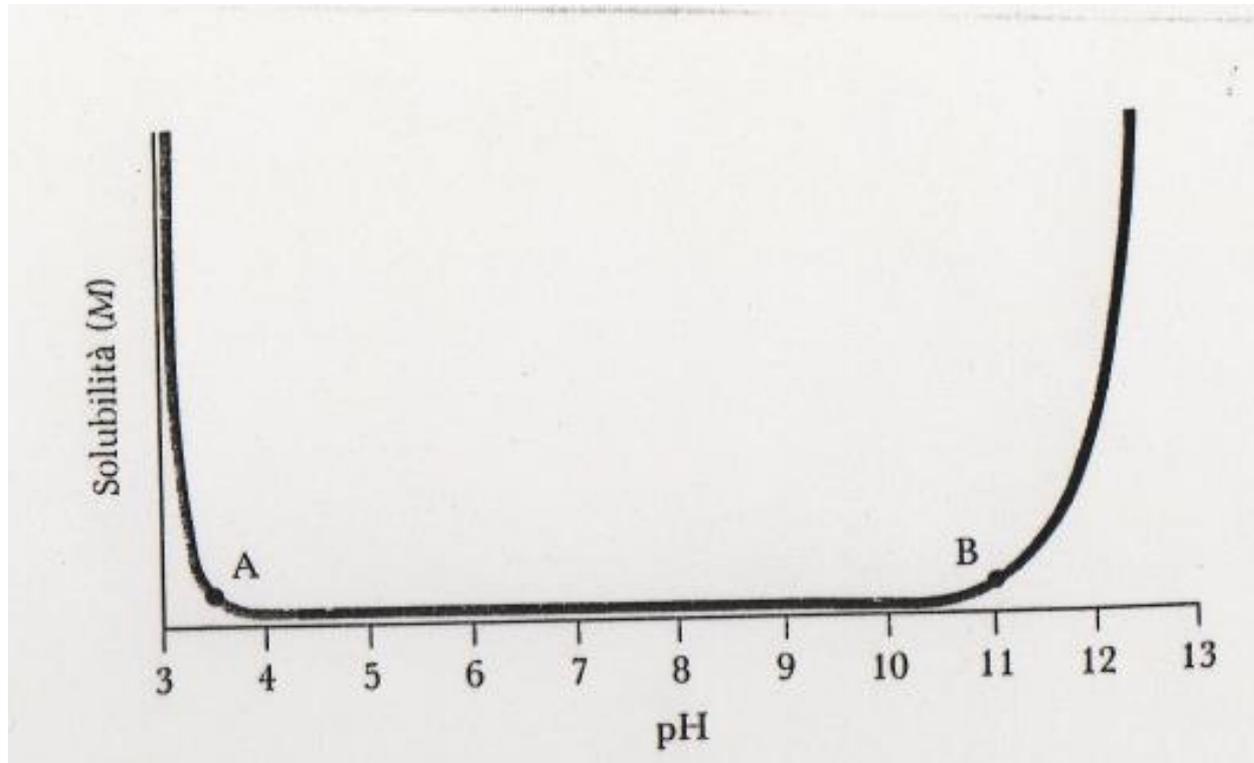
Per il principio di Le Chatelier se diminuissi la [OH⁻] (abbassassi il pH) cosa succederebbe alla solubilità di tale idrossido??

Se alzassi il pH la solubilità di Al(OH)₃ diminuirebbe ma esiste un altro equilibrio, valido in genere per gli idrossidi anfoteri:



Per cui la solubilità di questo idrossido sarebbe alta anche in ambiente basico!!

$\text{Al}(\text{OH})_3$: SOLUBILITA' al VARIARE del pH



Kps a 25°C

Tabella 15.4 Prodotti di solubilità a 25°C

Formula	Composto	K_{ps}^*	pK_{ps}
AgBr	Bromuro di argento	$7,7 \times 10^{-13}$	12,11
Ag ₂ CO ₃	Carbonato di argento	$6,2 \times 10^{-12}$	11,21
AgCl	Cloruro di argento	$1,6 \times 10^{-10}$	9,80
Ag ₂ CrO ₄	Cromato di argento	9×10^{-12}	11,00
AgOH	Idrossido di argento	$1,5 \times 10^{-8}$	7,82
AgI	Ioduro di argento	$1,5 \times 10^{-16}$	15,82
Ag ₃ PO ₄	Fosfato di argento	$1,3 \times 10^{-20}$	19,89
Ag ₂ SO ₄	Solfato di argento	$1,4 \times 10^{-5}$	4,85
Ag ₂ S	Solfuro di argento	$6,3 \times 10^{-51}$	50,20
Al(OH) ₃	Idrossido di alluminio	$1,0 \times 10^{-33}$	33,00
BaCO ₃	Carbonato di bario	$8,1 \times 10^{-9}$	8,09
BaF ₂	Fluoruro di bario	$1,7 \times 10^{-6}$	5,77
BaSO ₄	Solfato di bario	$1,1 \times 10^{-10}$	9,96
Bi ₂ S ₃	Solfuro di bismuto	$1,0 \times 10^{-97}$	97,00
CaCO ₃	Carbonato di calcio	$8,7 \times 10^{-9}$	8,06
CaF ₂	Fluoruro di calcio	$4,0 \times 10^{-11}$	10,40
Ca(OH) ₂	Idrossido di calcio	$5,5 \times 10^{-6}$	5,26
CaSO ₄	Solfato di calcio	$2,4 \times 10^{-5}$	4,62
CuBr	Bromuro di rame(I)	$4,2 \times 10^{-8}$	7,38
CuCl	Cloruro di rame(I)	$1,0 \times 10^{-6}$	6,00
CuI	Ioduro di rame(I)	$5,1 \times 10^{-12}$	11,29
Cu ₂ S	Solfuro di rame(I)	$2,0 \times 10^{-47}$	46,70
Cu(IO ₃) ₂	Iodato di rame(II)	$1,4 \times 10^{-7}$	6,85

(continua)

Tabella 15.4 (continua)

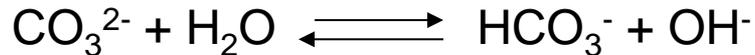
Formula	Composto	K_{ps}^*	pK_{ps}
Cu ₂ O ₄	Ossalato di rame(II)	$2,9 \times 10^{-8}$	7,54
CuS	Solfuro di rame(II)	$8,5 \times 10^{-45}$	44,07
Fe(OH) ₂	Idrossido di ferro(II)	$1,6 \times 10^{-14}$	13,80
FeS	Solfuro di ferro(II)	$6,3 \times 10^{-18}$	17,20
Fe(OH) ₃	Idrossido di ferro(III)	$2,0 \times 10^{-39}$	38,70
Hg ₂ Cl ₂	Cloruro di mercurio(I)	$1,3 \times 10^{-18}$	17,89
Hg ₂ I ₂	Ioduro di mercurio(I)	$1,2 \times 10^{-28}$	27,92
HgS (nero)	Solfuro di mercurio(II)	$1,6 \times 10^{-52}$	51,80
HgS (rosso)	Solfuro di mercurio(II)	$1,4 \times 10^{-53}$	52,85
MgNH ₄ PO ₄	Fosfato di magnesio e ammonio	$2,5 \times 10^{-13}$	12,60
MgCO ₃	Carbonato di magnesio	$1,0 \times 10^{-5}$	5,00
MgF ₂	Fluoruro di magnesio	$6,4 \times 10^{-9}$	8,19
Mg(OH) ₂	Idrossido di magnesio	$1,1 \times 10^{-11}$	10,96
MnS	Solfuro di manganese(II)	$1,4 \times 10^{-15}$	14,85
Ni(OH) ₂	Idrossido di nichel(II)	$6,5 \times 10^{-18}$	17,19
PbBr ₂	Bromuro di piombo(II)	$7,9 \times 10^{-5}$	4,10
PbCl ₂	Cloruro di piombo(II)	$1,6 \times 10^{-5}$	4,80
PbF ₂	Fluoruro di piombo(II)	$3,7 \times 10^{-8}$	7,43
Pb(IO ₃) ₂	Iodato di piombo(II)	$2,6 \times 10^{-13}$	12,59
PbI ₂	Ioduro di piombo(II)	$1,4 \times 10^{-8}$	7,85
PbSO ₄	Solfato di piombo(II)	$1,6 \times 10^{-8}$	7,80
PbS	Solfuro di piombo(II)	$1,3 \times 10^{-28}$	27,89
Sb ₂ S ₃	Solfuro di antimonio	$1,7 \times 10^{-93}$	92,77
Sr(OH) ₂	Idrossido di stronzio	$1,4 \times 10^{-4}$	3,85
SrSO ₄	Solfato di stronzio	$3,2 \times 10^{-7}$	6,49
Zn(OH) ₂	Idrossido di zinco	$2,0 \times 10^{-17}$	16,70
ZnS	Solfuro di zinco	$1,6 \times 10^{-24}$	23,80

SOLUBILITA' dei SALI: DIPENDENZA dal pH

Come si scioglie il calcare???



CO_3^{2-} è anche una base diprotica medio-forte ed in acqua non possiamo trascurare l'equilibrio:



Aggiungendo acido (aceto) per la reazione di neutralizzazione l'equilibrio si sposta a destra ($[\text{CO}_3^{2-}]$ cala e $[\text{HCO}_3^-]$ aumenta). Ma se $[\text{CO}_3^{2-}]$ cala il primo equilibrio si sposta a destra e, conseguentemente il calcare (CaCO_3) si scioglie.

Es.

Perché la solubilità di sali tipo NaCl non è influenzata dal pH della soluzione??

Tabella 15.2 Carattere acido e basico di alcuni anioni in acqua*

Acidi
 HSO_4^-

Neutri
 Cl^- , Br^- , I^-
 NO_3^- , SO_4^{2-} ; ClO_4^-

Basici
 F^-
 O^{2-} , OH^- , S^{2-} , HS^-
 CN^-
 CO_3^{2-} , HCO_3^- , PO_4^{3-} ,
 HPO_4^{2-} , NO_2^-
 CH_3CO_2^- e altri anioni di acidi
 carbossilici

Tabella 15.1 Carattere acido e valori di pK_a di alcuni cationi in acqua

Neutri
 Li^+ , Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+}

Basici
 Nessuno

Acidi
 Ioni di elementi del blocco *d* tra cui
 Fe^{2+} , 8,10; Co^{2+} , 8,89; Ni^{2+} , 10,60;
 Cu^{2+} , 6,80; Fe^{3+} , 2,20

NH_4^+ , 9,26; Pb^{2+} , 7,82; Al^{3+} , 4,95

La solubilità di sali costituiti da cationi a carattere acido ed anioni a carattere neutro aumenta all'aumentare del pH. Es. NH_4Br , NH_4NO_3 ,...

La solubilità di sali costituiti da cationi a carattere neutro ed anioni a carattere basico aumenta al diminuire del pH. Es. CaCO_3 , CaF_2 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, ossa, denti,...

La solubilità di sali costituiti da cationi ed anioni a carattere neutro non è influenzata dal pH. Es. NaBr , CaCl_2 , NaCl , ...

Per ogni equilibrio si definisce il quoziente di reazione Q

Dato un sale ed il suo equilibrio di solubilità:



$$Q = [A]^a [B]^b$$

Dopo la dissoluzione di poco sale si ha che $Q < K_{ps}$. In questo caso non si nota formazione di precipitato.

Si continua ad aggiungere sale e quando $Q = K_{ps}$ inizia a formarsi un precipitato.

A questo punto continuando ad aggiungere sale alla soluzione satura cosa succede???