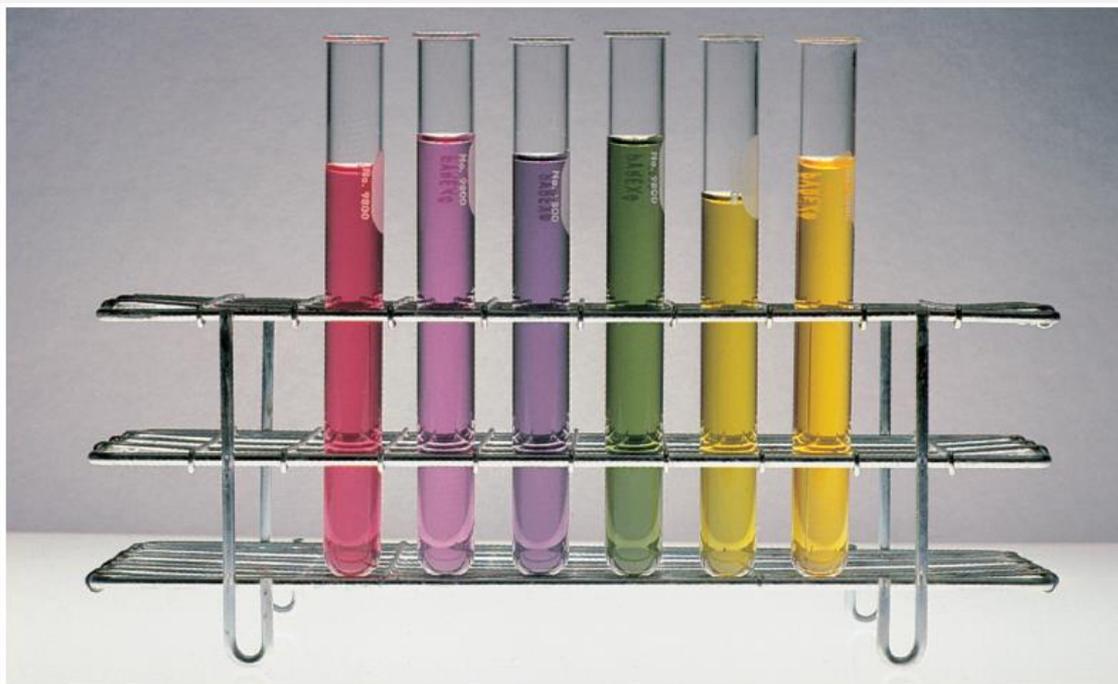


Equilibri acido-base ed equilibri di solubilità



©Ken Karp/McGraw-Hill Education



Soluzioni tampone

Le soluzioni tampone sono soluzioni **il cui pH varia di poco all'aggiunta di moderate quantità di un acido forte o di una base forte.**

Presentano queste caratteristiche tutte le soluzioni che contengono una coppia coniugata acido-base.

Maggiore è la loro concentrazione e più vicini sono tra loro i valori e maggiore sarà il **potere tamponante.**

Sistema tampone



$$Ca \approx Cb > 0,5M$$



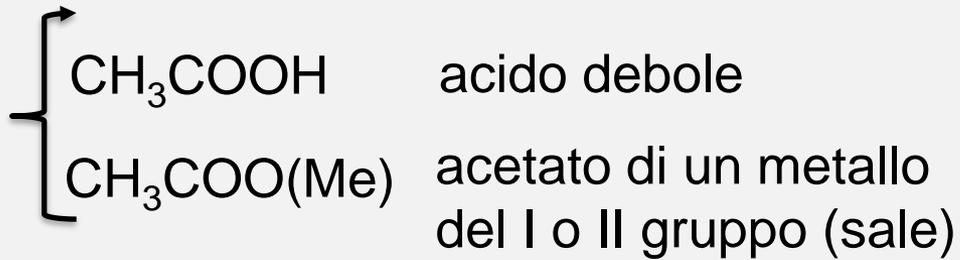
Potere tamponante

Soluzioni tampone

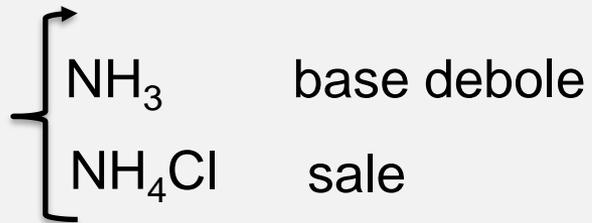
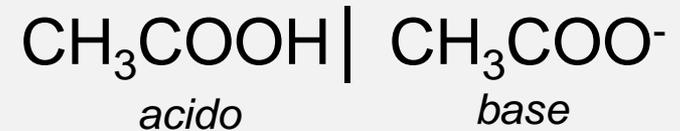
1. Aggiunta di un acido debole e di un suo sale o di una base debole e di un suo sale;
2. Aggiunta di una base forte in difetto stechiometrico ad una soluzione contenente un acido debole, in modo da neutralizzare solo in parte l'acido; in questo modo il sale dell'acido debole verrà generato in soluzione. Allo stesso modo un sistema tampone si può generare aggiungendo ad una base debole un acido forte in difetto.
3. Aggiunta di due Sali coniugati, ovvero due Sali di un acido poliprotico i cui anioni sono una coppia coniugata (ad es. NaHCO_3 e Na_2CO_3 ; NaH_2PO_4 e Na_2HPO_4)

Soluzioni tampone

1. Aggiunta di un acido debole e di un suo sale o di una base debole e di un suo sale



Sistema tampone



Sistema tampone

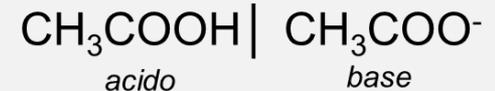


Soluzioni tampone

2. Aggiunta di una base forte in difetto stechiometrico ad una soluzione contenente un acido debole, in modo da neutralizzare solo in parte l'acido; in questo modo il sale dell'acido debole verrà generato in soluzione. Allo stesso modo un sistema tampone si può generare aggiungendo ad una base debole un acido forte in difetto



Sistema tampone



Sistema tampone



ione spettatore, in quanto base coniugata debolissima di un acido forte

Soluzioni tampone

miscela
equimolare

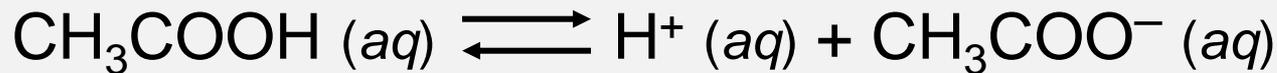
$$\left\{ \begin{array}{l} \text{CH}_3\text{COOH} \quad \text{acido debole} \\ \text{CH}_3\text{COONa} \quad \text{sale (elettrolita forte)} \end{array} \right.$$

Sistema tampone

$$\text{CH}_3\text{COOH} \mid \text{CH}_3\text{COO}^-$$

acido *base*

Le concentrazioni all'equilibrio dell'acido e della base coniugata devono essere le stesse delle concentrazioni iniziali

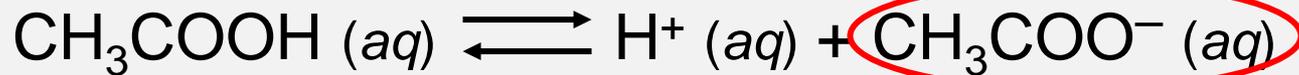


L'acido acetico è un acido debole per cui l'entità di idrolisi dell'anione sarà molto piccola; inoltre la presenza di CH_3COO^- reprime ulteriormente la ionizzazione dell'acido.

Soluzioni tampone

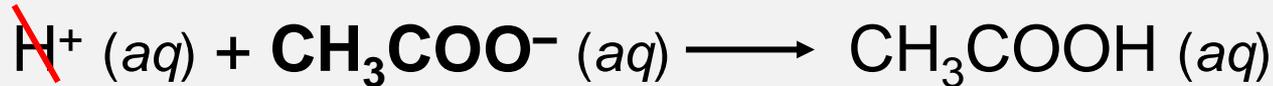


Effetto dello
ione comune



Le ionizzazioni di CH_3COOH e CH_3COO^- si reprimono a vicenda

Aggiungi un acido forte



Aggiungi una base forte





Quali dei seguenti sono soluzioni tampone?

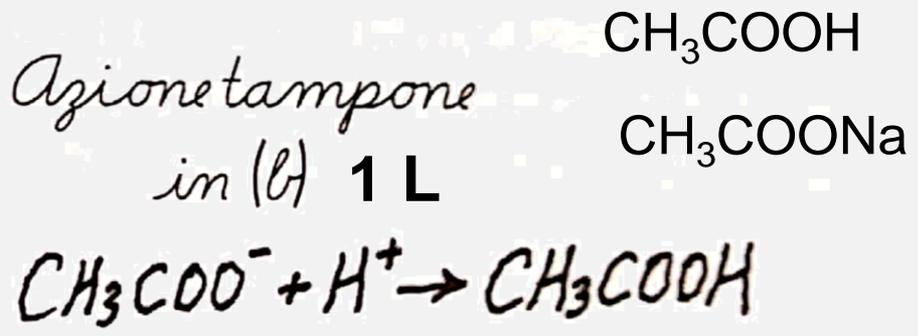
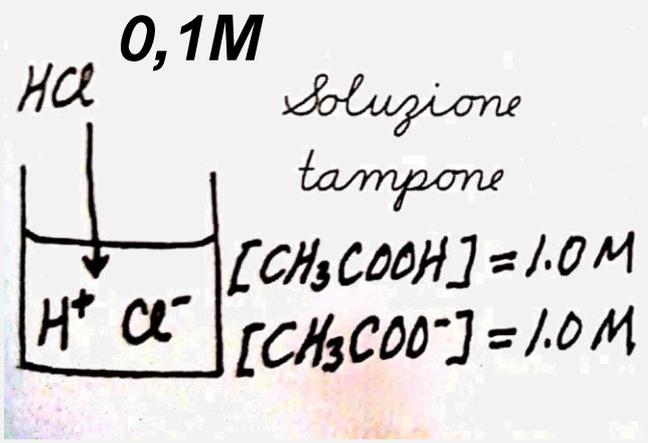
(a) KF/HF (b) KBr/HBr , (c) $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$

(a) HF è un acido debole e F^- è la sua base coniugata
soluzione tampone

(b) HBr è un acido forte
soluzione non tampone

(c) CO_3^{2-} è una base debole e HCO_3^- è il suo acido coniugato
soluzione tampone

Soluzioni tampone



Prima dell'aggiunta dell'acido

	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$	\rightleftharpoons	$\text{H}^+(aq)$	$+$	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$
Inizio (M)	1.0		0		1.0
Cambiamento (M)	-x		+x		+x
Equilibrio (M)	1.0 - x		x		1.0 + x

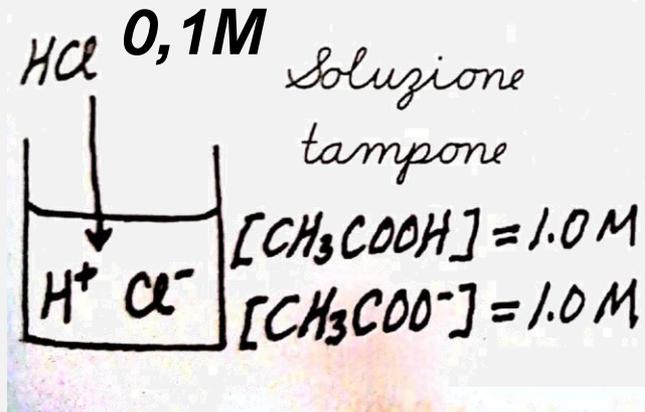
Effetto dello ione comune che va a neutralizzare gli H^+ presenti quindi possiamo trascurare x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

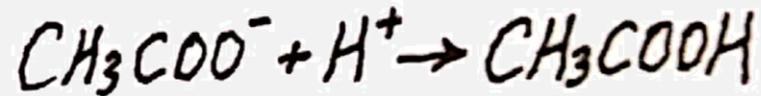
$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(1.0 + x)}{(1.0 - x)}$$

Assumendo $1.0 + x \approx 1.0$ e $1.0 - x \approx 1.0$, abbiamo:

Soluzioni tampone



Azione tampone
in (l) $1 L$



Prima dell'aggiunta dell'acido

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$
$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(1.0 + x)}{(1.0 - x)}$$

Assumendo $1.0 + x \approx 1.0$ e $1.0 - x \approx 1.0$, abbiamo:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(1.0 + x)}{(1.0 - x)} \approx \frac{x(1.0)}{1.0}$$

Oppure:

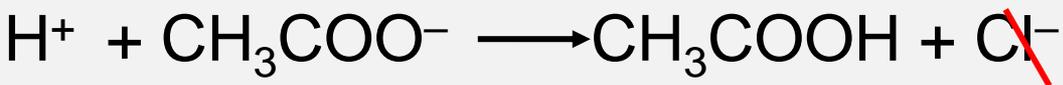
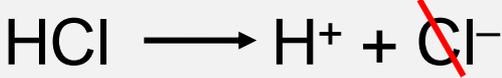
$$x = [H^+] = 1.8 \times 10^{-5} M$$

Pertanto:

$$pH = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

Soluzioni tampone

Quando aggiungiamo l'acido



	$\text{HCl}(aq)$	$\text{H}^+(aq)$	$\text{Cl}^-(aq)$
Inizio (M)	0.10	0	0
Cambiamento (M)	-0.10	+0.10	+0.10
Finale (M)	0	0.10	0.10

Gli H+ forniti dall'acido reagiscono completamente con la base coniugata del tampone, ossia con CH₃COO⁻

	$\text{CH}_3\text{COO}^-(aq)$	$\text{H}^+(aq)$	$\text{CH}_3\text{COOH}(aq)$
Inizio (mol)	1.0	0.10	1.0
Cambiamento (mol)	-0.10	-0.10	+0.10
Finale (mol)	0.90	0	1.1

Soluzioni tampone

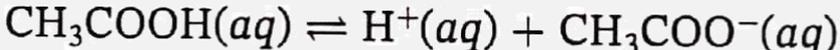
Quando aggiungiamo l'acido



Inizio (M)

Cambiamento (M)

Equilibrio (M)



1.1	0	0.90
-x	+x	+x
1.1 - x	x	0.90 + x

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(0.90 + x)}{1.1 - x}$$

Assumendo $0.90 + x \approx 0.90$ e $1.1 - x \approx 1.1$, abbiamo:

$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{(x)(0.90 + x)}{1.1 - x} \approx \frac{x(0.90)}{1.1}$$

Oppure:

$$x = [\text{H}^+] = 2.2 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Pertanto:

$$\text{pH} = -\log(2.2 \times 10^{-5}) = 4.66$$

Dopo dell'aggiunta di HCl

$$\text{pH} = -\log(2.2 \times 10^{-5}) = 4.66$$

Prima dell'aggiunta di HCl

$$\text{pH} = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

$$\frac{2.2 \times 10^{-5} \text{ M}}{1.8 \times 10^{-5} \text{ M}} = 1.2$$

Soluzioni tampone

Se aggiungiamo 0,1 moli di HCl a 1L di H₂O in assenza del tampone:

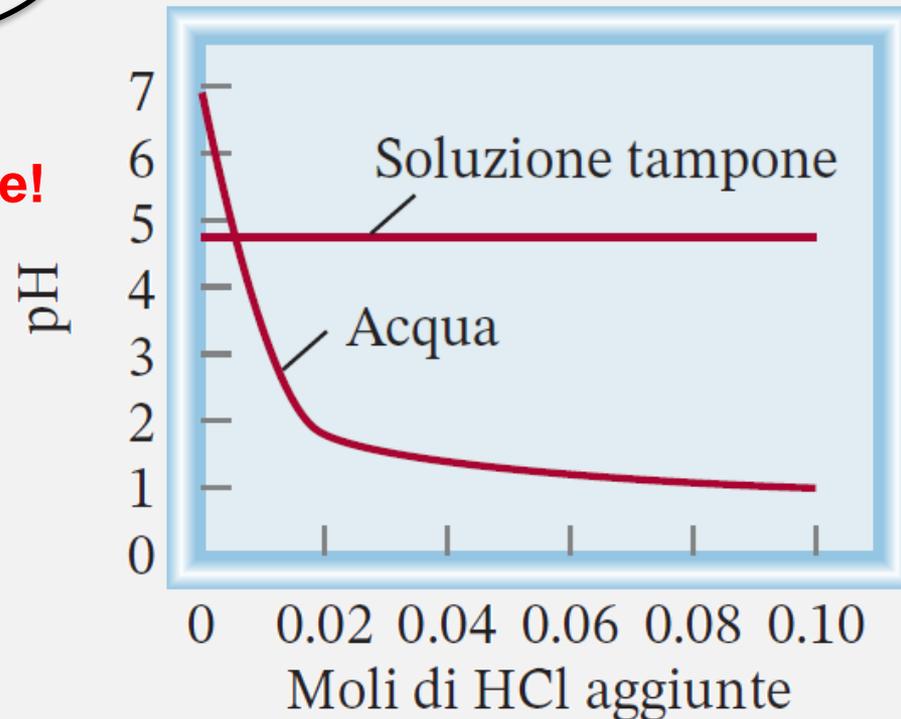
Prima dell'aggiunta di HCl: $[H^+] = 1.0 \times 10^{-7} M$

Dopo l'aggiunta di HCl: $[H^+] = 0.10 M$

Come risultato dell'aggiunta di HCl, la concentrazione dello ione H⁺ aumenta del seguente fattore:

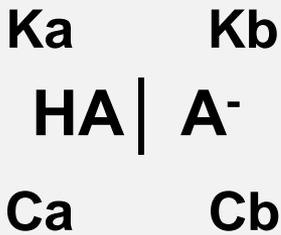
$$\frac{0.10 M}{1.0 \times 10^{-7} M} = 1.0 \times 10^6$$

Il pH diminuisce di un milione di volte!



Soluzioni tampone

Sistema tampone



$Ca \approx Cb > 0,5M$

Equilibrio in soluzione

	$HA + H_2O$	\rightleftharpoons	H_3O^+	$+ A^-$
Iniziale (M)	Ca			Cb
Variazione (M)	$-x$		x	x
Equilibrio (M)	$Ca-x$		x	$Cb+x$

$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]} = \frac{(Cb+x) \cdot x}{Ca-x}$$

$x \ll Ca \text{ e } Cb$

$$= \frac{Cb \cdot [H_3O^+]}{Ca}$$



Soluzioni tampone: calcolo pH

$$K_a = \frac{C_b \cdot [H_3O^+]}{C_a} \quad \Rightarrow \quad [H_3O^+] = K_a \frac{C_a}{C_b}$$

$n_a = C_a$ ~~V~~
 $n_b = C_b$ ~~V~~

$$[H_3O^+] = K_a \frac{n_a}{n_b}$$

Esprimendo in termini di pH

$$pH = pK_a - \log \frac{C_a}{C_b} \quad \text{oppure}$$

$$pH = pK_a - \log \frac{n_a}{n_b}$$

Equazione di Henderson-Hasselbalch

Soluzioni tampone: calcolo pH

Equazione di Henderson-Hasselbalch

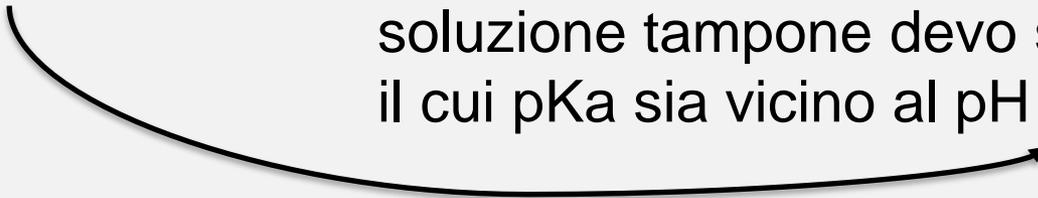
$$\text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{\text{Ca}}{\text{Cb}}$$

$$\text{pH} = \text{pK}_a - \log \frac{\text{na}}{\text{nb}}$$

Al valore del pH contribuiscono due termini, di cui il più significativo è il K_a dell'acido debole, perché il log sarà prossimo a 0 dato che $\text{Ca} \approx \text{Cb}$

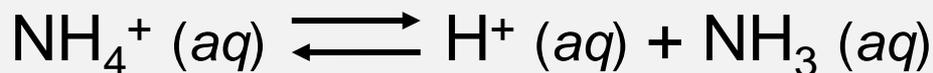
$$\text{pH} \approx \text{pKa}$$

Quindi per la preparazione di una opportuna soluzione tampone devo scegliere un acido debole il cui pKa sia vicino al pH richiesto



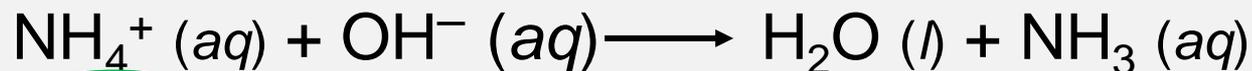


Calcola il pH del sistema tampone $0.30\text{ M NH}_3/0.36\text{ M NH}_4\text{Cl}$. Qual è il pH dopo l'aggiunta di 20 mL di $\text{NaOH } 0.05\text{ M}$ a 80 mL della soluzione tampone?



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{p}K_a = 9.25 \quad \text{pH} = 9.25 + \log \frac{[0.30]}{[0.36]} = 9.17$$

inizio (moli) 0.029 0.001 0.024



fine (moli) 0.028 0.0 0.025

Volume finale = $80.0\text{ mL} + 20.0\text{ mL} = 100\text{ mL}$

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0.028}{0.10} \quad [\text{NH}_3] = \frac{0.025}{0.10} \quad \text{pH} = 9.25 + \log \frac{[0.25]}{[0.28]} = 9.20$$

Se dovesse aumentare la quantità di base forte aggiunta l'azione tamponante verrebbe annullata

Indicatori di pH

Il viraggio dell'indicatore si verifica per piccole variazioni del pH intorno al suo pKa

$$K_a = \frac{[In^-] [H^+]}{[Hin]}$$



$$pH = pK_a - \log \frac{[Hin]}{[In^-]} \left\{ \begin{array}{l} pH < pK_a \Rightarrow [Hin] > [In^-] \text{ colore A} \\ pH > pK_a \Rightarrow [Hin] < [In^-] \text{ colore B} \end{array} \right.$$

$[Hin]/[In^-]=1 \Rightarrow pH=pK_a$ Punto di viraggio o pH di viraggio

Indicatori di pH

Titolazioni o misure approssimate di pH

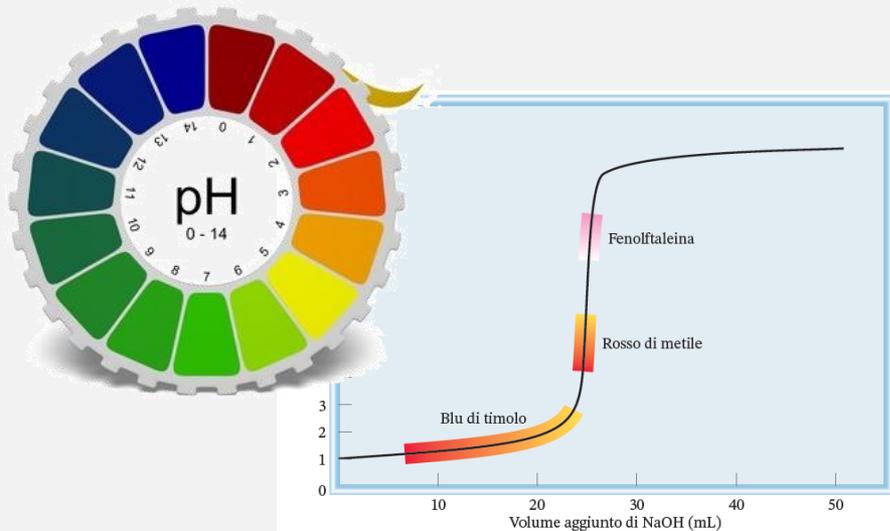
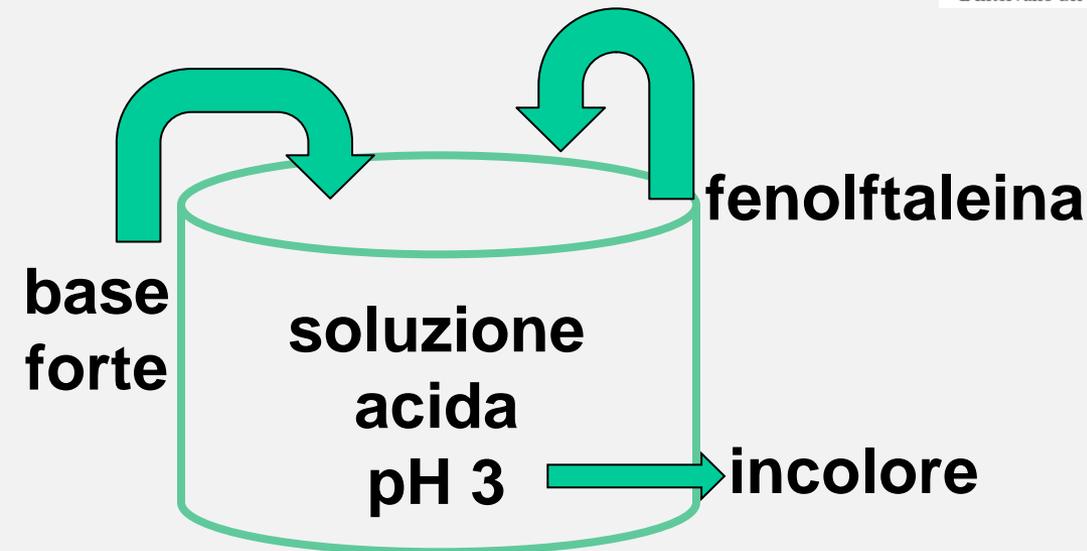


Tabella 17.1 Alcuni indicatori acido-base di uso comune

Indicatore	Colore		Intervallo di pH*
	In ambiente acido	In ambiente basico	
Blu di timolo	Rosso	Giallo	1.2-2.8
Blu di bromofenolo	Giallo	Blu violaceo	3.0-4.6
Metilarancio	Arancio	Giallo	3.1-4.4
Rosso di metile	Rosso	Giallo	4.2-6.3
Blu di clorofenolo	Giallo	Rosso	4.8-6.4
Blu di bromotimolo	Giallo	Blu	6.0-7.6
Rosso cresolo	Giallo	Rosso	7.2-8.8
Fenolftaleina	Incolore	Rosso rosato	8.3-10.0

* L'intervallo del pH è l'intervallo in cui l'indicatore cambia dal colore acido al colore basico.



la soluzione rimarrà incolore fin
quando il $\text{pH} < 8,2$

quando sarà superato di poco
il punto di viraggio il colore
cambierà bruscamente e si
avrà colorazione rossa

Titolazioni acido-base

In una **titolazione** una **soluzione di concentrazione accuratamente nota** viene aggiunta gradualmente ad un'altra soluzione di concentrazione incognita fino a che la reazione chimica tra le due soluzioni non sia completa.

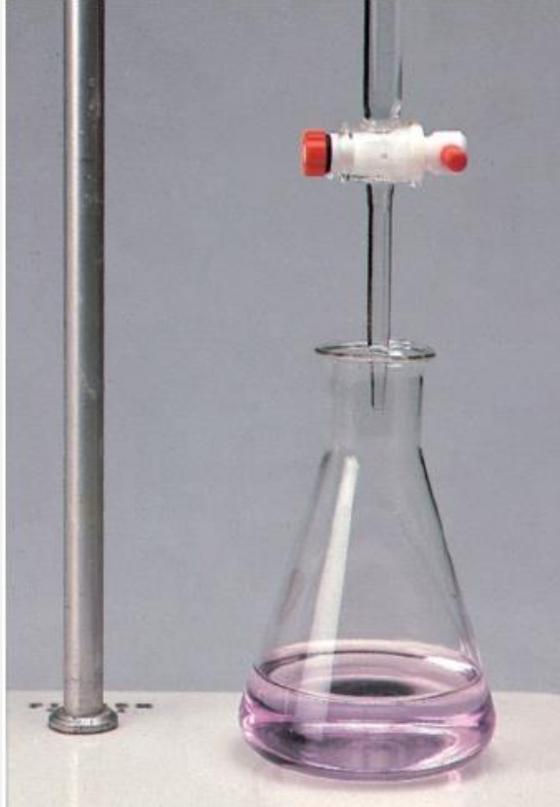
Titolazione acido-base: per determinare la concentrazione incognita di un acido si aggiunge poco alla volta una base a titolo noto (**titolante**), ossia concentrazione nota, fin quando tutto l'acido non sarà neutralizzato.

Punto di equivalenza: il punto a cui la reazione è completa

Titolazioni acido-base

Si deve utilizzare un **Indicatore di pH**

Aggiungi lentamente una base (forte) ad un acido incognito (forte o debole) **FINO A QUANDO...**



Ho il VIRAGGIO

ossia

l'indicatore non
cambia colore (**rosa**)

Titolazioni acido-base

Scelta dell'Indicatore

Viraggio dell'indicatore

$$\text{pH}_{\text{soluzione}} = \text{pK}_a$$

Acido forte + Base forte \longrightarrow Sale neutro \longrightarrow pH = 7 $\text{pK}_a \approx 7$

Base forte + Acido debole \longrightarrow Sale a idrolisi basica \longrightarrow pH > 7 $\text{pK}_a > 7$

Acido forte + Base debole \longrightarrow Sale a idrolisi acida \longrightarrow pH < 7 $\text{pK}_a < 7$

Titolazioni acido-base

Scelta dell'Indicatore



Quali indicatori useresti per una titolazione di HNO_2 con KOH ?

Acido debole titolato con base forte

pH > 7

Idrolisi basica

Rosso cresolo	Giallo	Rosso	7.2-8.8
Fenolftaleina	Incolore	Rosso rosato	8.3-10.0

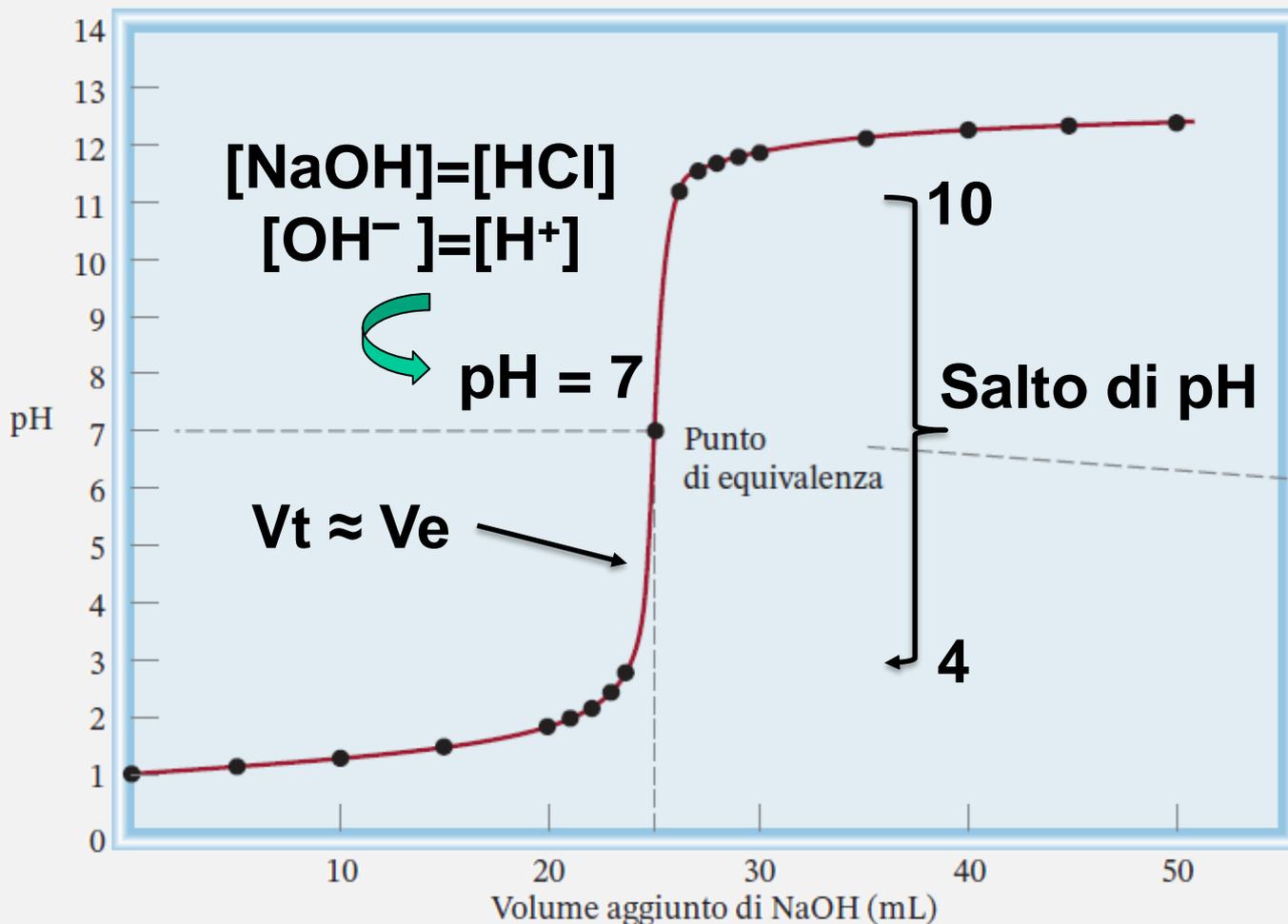
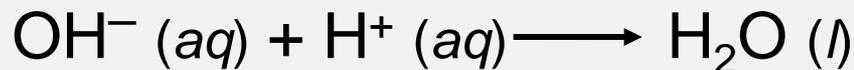
* L'intervallo del pH è l'intervallo in cui l'indicatore cambia dal colore acido al colore basico.

Curve di titolazione acido-base

Base forte + Acido forte



Al punto di equivalenza sarà presente il sale *che non si idrolizza*:

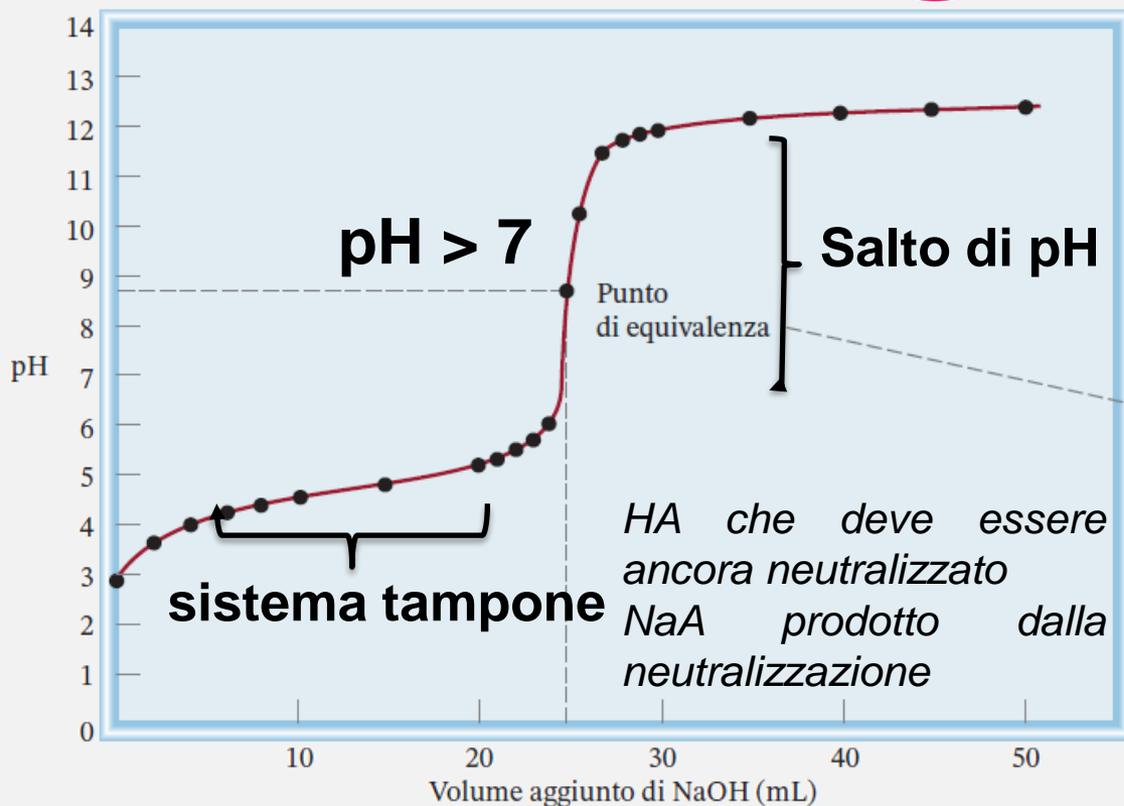
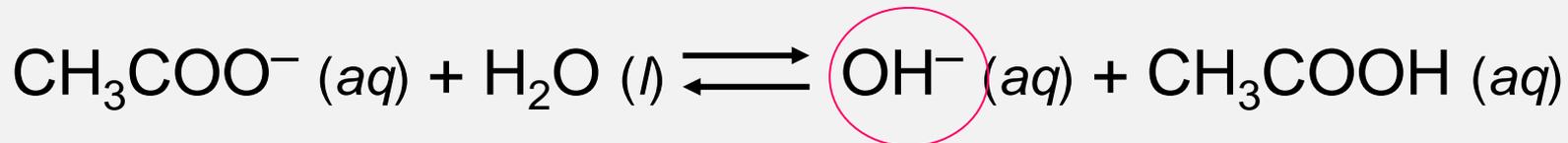


Volume aggiunto di NaOH (mL)	pH
0.0	1.00
5.0	1.18
10.0	1.37
15.0	1.60
20.0	1.95
22.0	2.20
24.0	2.69
25.0	7.00
26.0	11.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

Curve di titolazione acido-base Acido debole + Base forte



Al punto di equivalenza sarà presente il sale *a idrolisi basica* :

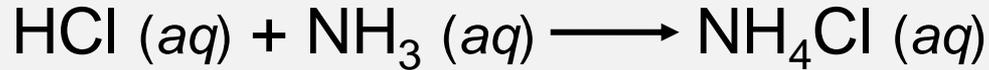


Volume aggiunto di NaOH (mL)	pH
0.0	2.87
5.0	4.14
10.0	4.57
15.0	4.92
20.0	5.35
22.0	5.61
24.0	6.12
25.0	8.72
26.0	10.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

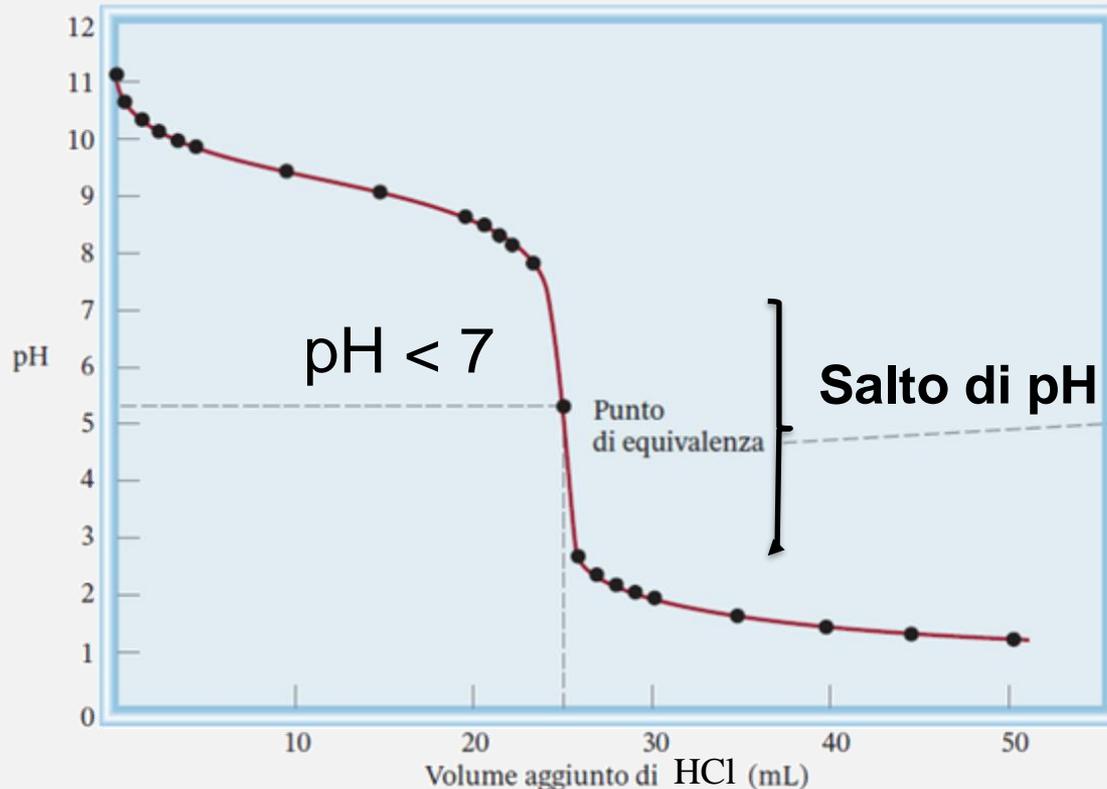
Si osserva che quanto più debole è l'acido e tanto è più piccolo il salto di pH

Curve di titolazione acido-base

Acido forte + Base debole



Al punto di equivalenza sarà presente il sale *a idrolisi acida*:



Volume aggiunto di	pH
0.0	11.13
5.0	9.86
10.0	9.44
15.0	9.08
20.0	8.66
22.0	8.39
24.0	7.88
25.0	5.28
26.0	2.70
28.0	2.22
30.0	2.00
35.0	1.70
40.0	1.52
45.0	1.40
50.0	1.30



Esattamente 100 mL di HNO_2 0.10 M sono titolati con una soluzione di NaOH 0.10 M. Qual è il pH nel punto di equivalenza?

inizio (moli)	0.01	0.01					
	$\text{HNO}_2 (aq)$	$+$	$\text{OH}^- (aq)$	\longrightarrow	$\text{NO}_2^- (aq)$	$+$	$\text{H}_2\text{O} (l)$
fine (moli)	0.0		0.0		0.01		

Volume finale = 200 mL $[\text{NO}_2^-] = \frac{0.01}{0.200} = 0.05 \text{ M}$



Inizio (M)	0.05	0.00	0.00
Cambiamento (M)	-x	+x	+x
Equilibrio (M)	$0.05 - x$	x	x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{x^2}{0.05 - x} = 2.2 \times 10^{-11} \quad \text{pOH} = 5.98$$

$$0.05 - x \approx 0.05 \quad x \approx 1.05 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-] \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.02$$

Equilibri di solubilità

Reazioni di precipitazione



$$K_{ps} = 1,56 \cdot 10^{-10}$$

equilibrio di solubilità



è eterogeneo, la concentrazione del solido è costante

$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$ **K_{ps} è la costante del prodotto di solubilità**

Equilibri di solubilità



$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{F}^-]^2$$



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]$$



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

Tabella 17.2 Prodotti di solubilità di alcuni composti ionici poco solubili a 25 °C

Composti	K_{ps}	Composti	K_{ps}
Bromuro di argento (AgBr)	7.7×10^{-13}	Idrossido di magnesio [Mg(OH) ₂]	1.2×10^{-11}
Bromuro di rame (I) (CuBr)	4.2×10^{-8}	Idrossido di rame (II) [Cu(OH) ₂]	2.2×10^{-20}
Carbonato di argento (Ag ₂ CO ₃)	8.1×10^{-12}	Idrossido di zinco [Zn(OH) ₂]	1.8×10^{-14}
Carbonato di bario (BaCO ₃)	8.1×10^{-9}	Ioduro di argento (AgI)	8.3×10^{-17}
Carbonato di calcio (CaCO ₃)	8.7×10^{-9}	Ioduro di piombo (II) (PbI ₂)	1.4×10^{-8}
Carbonato di magnesio (MgCO ₃)	4.0×10^{-5}	Ioduro di rame (I) (CuI)	5.1×10^{-12}
Carbonato di piombo (II) (PbCO ₃)	3.3×10^{-14}	Solfato di argento (Ag ₂ SO ₄)	1.4×10^{-5}
Carbonato di stronzio (SrCO ₃)	1.6×10^{-9}	Solfato di bario (BaSO ₄)	1.1×10^{-10}
Cloruro di argento (AgCl)	1.6×10^{-10}	Solfato di stronzio (SrSO ₄)	3.8×10^{-7}
Cloruro di mercurio (I) (Hg ₂ Cl ₂)	3.5×10^{-18}	Solfuro di argento (Ag ₂ S)	6.0×10^{-51}
Cloruro di piombo (II) (PbCl ₂)	2.4×10^{-4}	Solfuro di bismuto (Bi ₂ S ₃)	1.6×10^{-72}
Cromato di piombo (II) (PbCrO ₄)	2.0×10^{-14}	Solfuro di cadmio (CdS)	8.0×10^{-28}
Fluoruro di bario (BaF ₂)	1.7×10^{-6}	Solfuro di cobalto (II) (CoS)	4.0×10^{-21}
Fluoruro di calcio (CaF ₂)	4.0×10^{-11}	Solfuro di ferro (II) (FeS)	6.0×10^{-19}
Fluoruro di piombo (II) (PbF ₂)	4.1×10^{-8}	Solfuro di manganese (II) (MnS)	3.0×10^{-14}
Fosfato di calcio [Ca ₃ (PO ₄) ₂]	1.2×10^{-26}	Solfuro di mercurio (II) (HgS)	4.0×10^{-54}
Idrossido di alluminio [Al(OH) ₃]	1.8×10^{-33}	Solfuro di Nichel (II) (NiS)	1.4×10^{-24}
Idrossido di calcio [Ca(OH) ₂]	8.0×10^{-6}	Solfuro di piombo (II) (PbS)	3.4×10^{-28}
Idrossido di cromo (III) [Cr(OH) ₃]	3.0×10^{-29}	Solfuro di rame (II) (CuS)	6.0×10^{-37}
Idrossido di ferro (II) [Fe(OH) ₂]	1.6×10^{-14}	Solfuro di stagno (II) (SnS)	1.0×10^{-26}
Idrossido di ferro (III) [Fe(OH) ₃]	1.1×10^{-36}	Solfuro di zinco (ZnS)	3.0×10^{-23}

Equilibri di solubilità



Nessun precipitato

$$[\text{Ag}^+]_0 [\text{Cl}^-]_0 < K_{ps}$$

Soluzione insatura



$$[\text{Ag}^+]_0 [\text{Cl}^-]_0 = K_{ps}$$

Soluzione satura



Precipitato

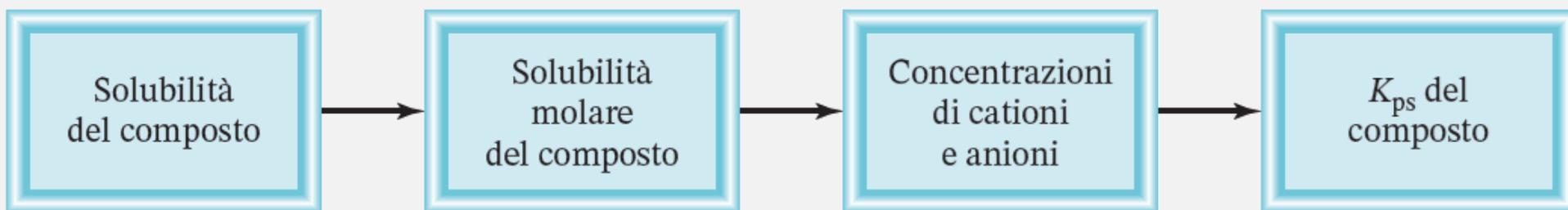
$$[\text{Ag}^+]_0 [\text{Cl}^-]_0 > K_{ps}$$

Soluzione soprassatura

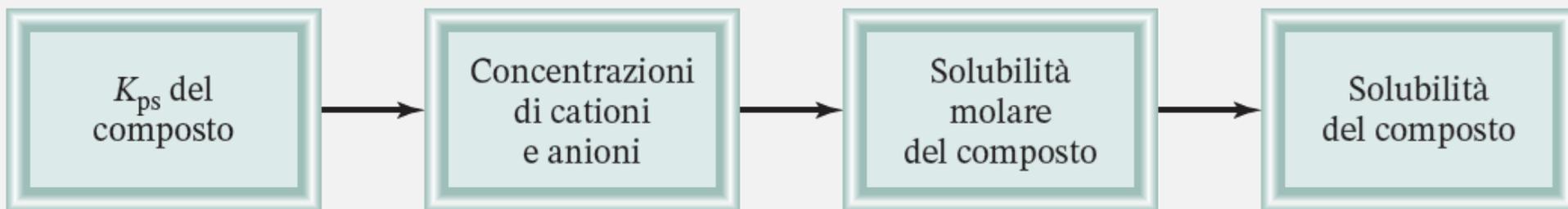
Equilibri di solubilità

La **solubilità molare** (mol/L) è il numero di moli di soluto disciolto in 1 L di una soluzione satura.

La **solubilità** (g/L) è il numero di grammi di soluto disciolti in 1 L di una soluzione satura.



(a)



Sia la solubilità molare, sia la solubilità, sia il prodotto di solubilità si riferiscono a soluzioni sature (equilibrio).



Qual è la solubilità del cloruro d'argento in g/L?



Iniziale (M)	0.00	0.00	$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$
------------------	------	------	---------------------------------------

Cambiamento (M)	+s	+s	$K_{ps} = s^2$
---------------------	----	----	----------------

Equilibrio (M)	s	s	$s = \sqrt{K_{ps}}$
--------------------	---	---	---------------------

$$s = 1.3 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1.3 \times 10^{-5} M \quad [\text{Cl}^-] = 1.3 \times 10^{-5} M$$

$$\text{Solubilità di AgCl} = \frac{1.3 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L solz}} \times \frac{143.35 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1.9 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$

Equilibri di solubilità

Fare attenzione ai rapporti stechiometrici

Tabella 17.3 Relazione tra K_{ps} e solubilità molare

Composto	Espressione di K_{ps}	Catione	Anione	Relazione tra K_{ps} e s
AgCl	$[Ag^+][Cl^-]$	s	s	$K_{ps} = s^2; s = (K_{ps})^{\frac{1}{2}}$
BaSO ₄	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{ps} = s^2; s = (K_{ps})^{\frac{1}{2}}$
Ag ₂ CO ₃	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$2s$	s	$K_{ps} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{ps}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
PbF ₂	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	$2s$	$K_{ps} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{ps}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
Al(OH) ₃	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	$3s$	$K_{ps} = 27s^4; s = \left(\frac{K_{ps}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{ps} = 108s^5; s = \left(\frac{K_{ps}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$



Qual è la solubilità molare di AgBr in (a) acqua pura e in (b) NaBr 0.0010 M?

(a)



$$K_{ps} = 7.7 \times 10^{-13}$$

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Br}^-] = s$$

$$s^2 = K_{ps}$$

$$s = 8.8 \times 10^{-7}$$

La presenza di uno ione comune **riduce** la solubilità del sale in quanto per il principio di Le Chatelier sposterà la reazione **verso sinistra** con **precipitazione del sale**.

(b)

$$[\text{Br}^-] = 0.0010 \text{ M}$$



inizio

$$0 \text{ M} \quad 0.0010 \text{ M}$$



equ.

$$s \quad 0.0010 \text{ M} + s$$

$$[\text{Ag}^+]_0 [\text{Br}^-]_0 > K_{ps}$$

s molto piccolo

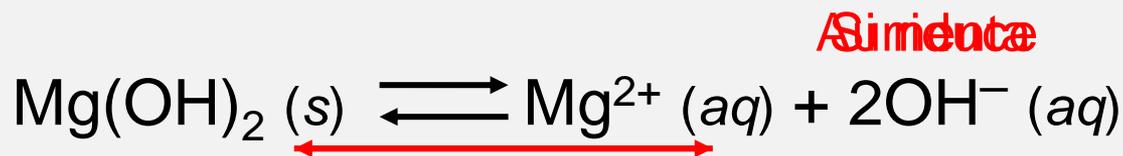
$$[\text{Br}^-] = 0.0010 + s \approx 0.0010$$

$$K_{ps} = 0.0010 \times s$$

$$s = 7.7 \times 10^{-10}$$

pH e solubilità

- Le basi insolubili si dissolvono in soluzioni acide
- Gli acidi insolubili si dissolvono in soluzioni di base



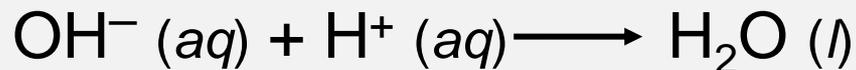
$$K_{ps} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1.2 \times 10^{-11}$$

A pH inferiori di 10.45

$$K_{ps} = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

Si riduce $[\text{OH}^-]$

$$4s^3 = 1.2 \times 10^{-11}$$



$$s = 1.4 \times 10^{-4} M$$

Aumenta la solubilità di Mg(OH)_2

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2.8 \times 10^{-4} M$$

A pH maggiori di 10.45

$$\text{pOH} = 3.55 \quad \text{pH} = 10.45$$

Aumenta $[\text{OH}^-]$

Si riduce la solubilità di Mg(OH)_2