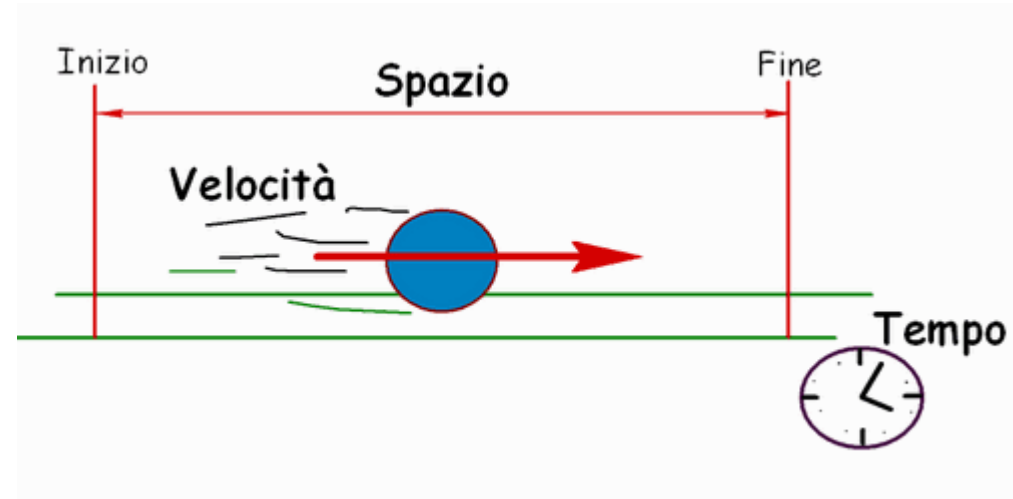


Velocità di reazione

$$\text{Velocità} = \frac{\text{spazio}}{\text{tempo}}$$



In genere la velocità di reazione dipende dalle concentrazioni di una o più specie chimiche presenti. L'equazione che esprime tale dipendenza si chiama legge della velocità, o legge cinetica.

Velocità di reazione

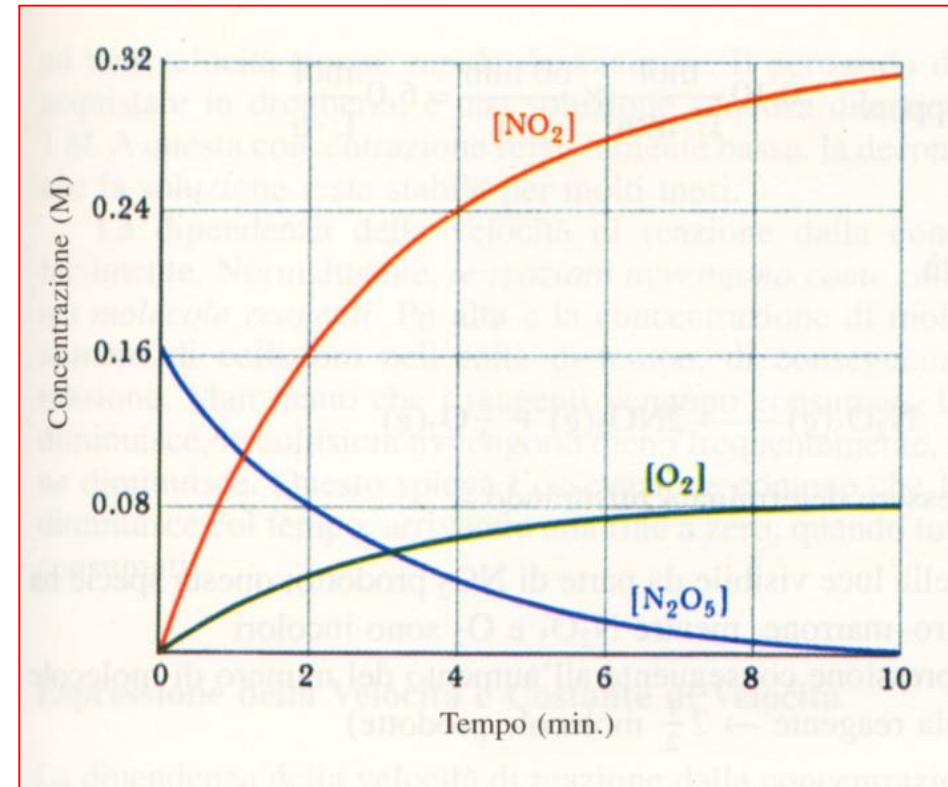
La variazione delle concentrazioni dei reagenti e dei prodotti

Durante il decorso di una reazione



le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti variano col tempo:

- quelle dei reagenti diminuiscono,
- quelle dei prodotti crescono.



Velocità di reazione

La velocità di una reazione è definita in base alla variazione della concentrazione molare di una specie (reagente o prodotto) in funzione del tempo.

In termini generali:

$$V_{\text{reaz}} = - \Delta R / \Delta t \qquad V_{\text{reaz}} = \Delta P / \Delta t$$

Col segno negativo rispetto alla scomparsa di reagente
o col segno positivo rispetto alla comparsa di prodotti.

Velocità di reazione



$$v = \frac{d[P]}{dt} = \frac{d[Q]}{dt} \quad \text{o} \quad v = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{dt}$$

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^m[B]^n \quad \text{Legge cinetica}$$

k è la **costante di velocità** o **costante cinetica**

m ed n sono **coefficienti** che possono essere pari a zero, numeri interi o frazionari, il cui valore può essere determinato solo sperimentalmente.

Ogni coefficiente determina l'ordine di reazione, rispetto al proprio componente

la somma $m+n$ determina l'ordine globale della reazione

Ordine di reazione

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^m [B]^n$$

m	n	ordine globale di reazione	legge cinetica
0	0	0	$v = k$
1	0	1	$v = k[A]$
0	1	1	$v = k[B]$
2	0	2	$v = k[A]^2$
1	1	2	$v = k[A][B]$

Velocità di reazione

la **velocità** di una reazione chimica **dipende**

da alcuni



la superficie

per i solidi maggiore è la superficie con cui i reagenti vengono a contatto e maggiore è la velocità di reazione



fattori

la presenza di catalizzatori

sono delle sostanze come per esempio il platino che facilitano la reazione

la temperatura

maggiore è la temperatura maggiore è la velocità di reazione

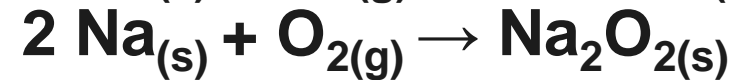
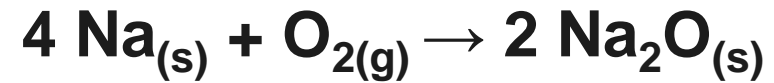


Equilibrio chimico

Alcune reazioni chimiche terminano quando i reagenti vengono consumati:

Esempi:

Sodio con ossigeno



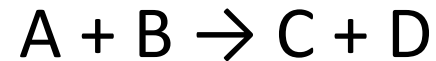
Reazioni di combustione



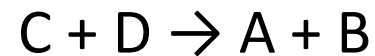
Equilibrio chimico

In altre reazioni i reagenti non si consumano completamente

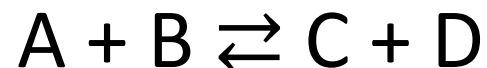
Data la reazione generica



i composti C e D, man mano che si formano,
reagiscono tra loro per riformare i composti A e B,
secondo la reazione:

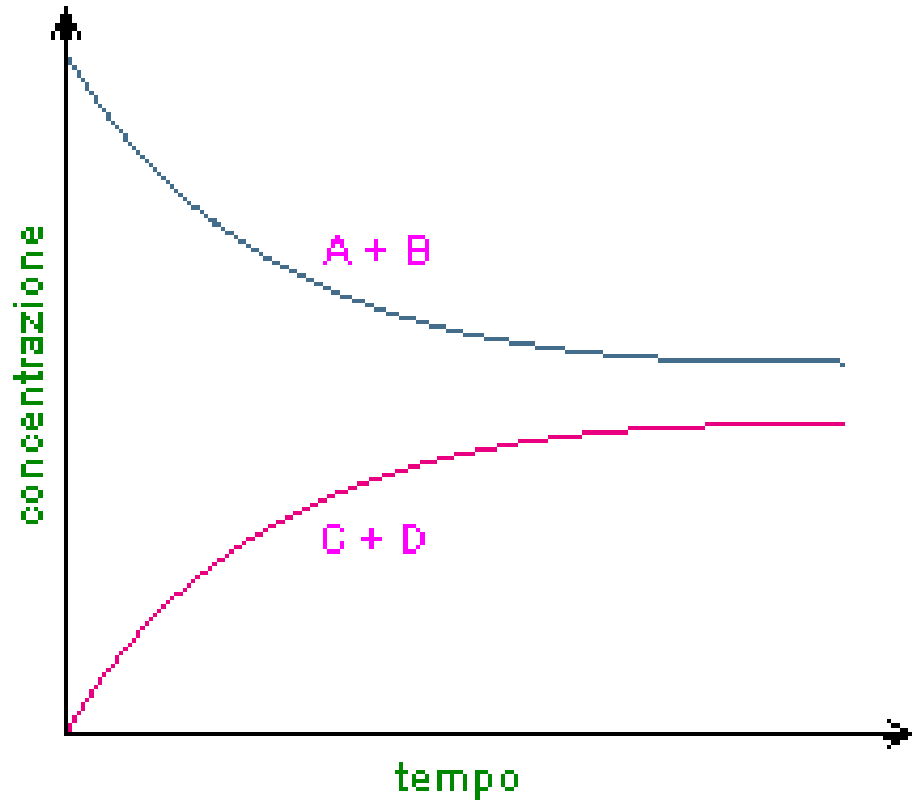
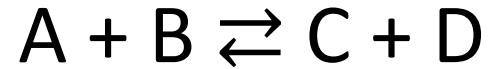


si può scrivere:



reazioni reversibili

Equilibrio chimico



Nelle **reazioni reversibili**

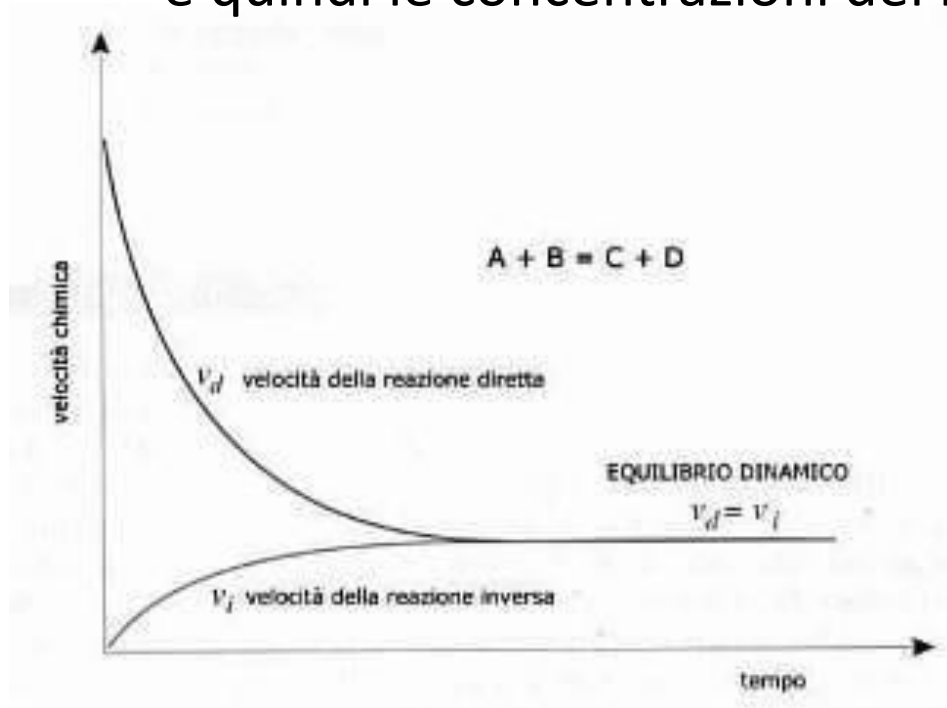
la reazione diretta, da sinistra verso destra, e la reazione inversa, da destra verso sinistra avvengono contemporaneamente

Mano a mano che la reazione procede la concentrazione dei reagenti (A e B) diminuisce, mentre la concentrazione dei prodotti (C e D) aumenta.

Equilibrio chimico

La **velocità di reazione** è proporzionale alla concentrazione di reagenti, per cui la velocità della reazione diretta diminuisce nel tempo, mentre la velocità della reazione inversa aumenta.

Da un certo momento in poi, le velocità delle due reazioni sono uguali e quindi le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti diventano costanti.

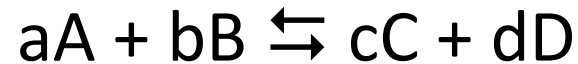


L'**equilibrio chimico** è uno stato di equilibrio dinamico in cui la velocità di formazione dei prodotti è uguale alla loro velocità di decomposizione nei reagenti.

La legge di azione di massa

La composizione della miscela di reazione all'equilibrio è descritta dalla sua costante di equilibrio K_{eq} .

Secondo la legge di azione di massa, per una generica reazione:



le concentrazioni molari all'equilibrio delle varie specie soddisfano:

$$K_{eq} = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b$$

La costante di equilibrio della reazione

$$K_{eq} = [C]^c[D]^d/[A]^a[B]^b \text{ o } K_c$$

Il rapporto fra le concentrazioni molari dei prodotti di reazione ed il prodotto delle concentrazioni molari dei reagenti *all'equilibrio*, ciascuna concentrazione essendo elevata ad una potenza pari al coefficiente stechiometrico con cui la specie compare nella reazione, è costante a T costante.

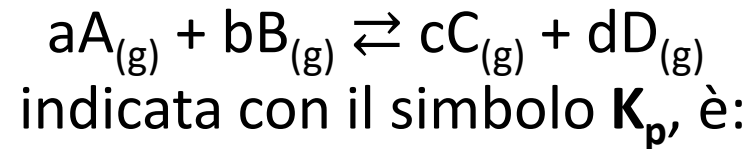
- K > 1:** numeratore > denominatore, la formazione dei **PRODOTTI** è favorita
- K < 1:** numeratore < denominatore, la formazione dei **REAGENTI** è favorita
- K = 1:** numeratore = denominatore, la reazione non favorisce alcun verso

La costante di equilibrio in fase gassosa

Nella legge di azione di massa applicata a composti gassosi, le quantità dei reagenti e dei prodotti possono essere espresse come pressioni parziali.

$$K_{eq} = [C]^c[D]^d/[A]^a[B]^b$$

La costante di equilibrio per la reazione



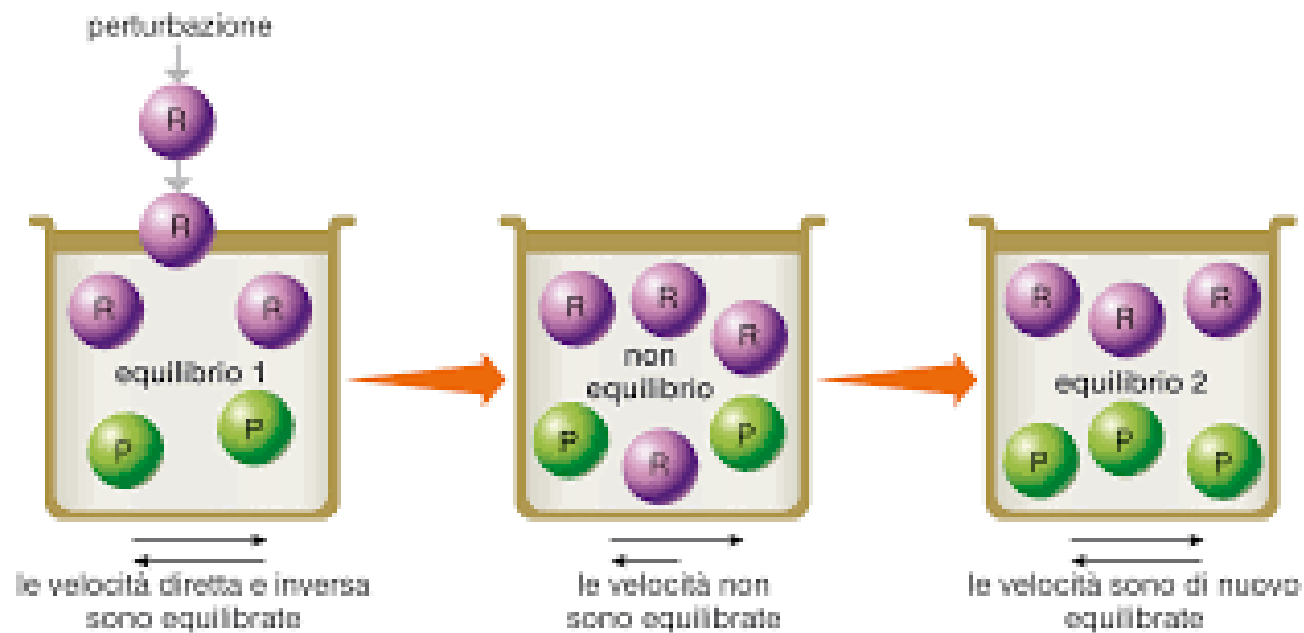
$$K_p = \frac{P_C^c \cdot P_D^d}{P_A^a \cdot P_B^b}$$

Se il numero di moli dei prodotti differisce da quello dei reagenti di un valore $\Delta n = (c+d) - (a+b)$, allora:

$$K_c = K_p \cdot (RT)^{\Delta n}$$

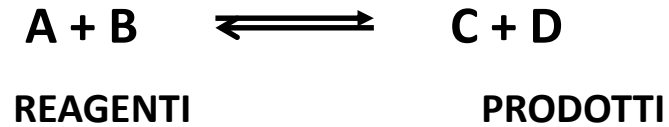
Principio di Le Chatelier

Principio di Le Chatelier: se un sistema in equilibrio è sottoposto ad una sollecitazione esterna, viene cioè variato qualche parametro, come ad esempio la pressione o la temperatura, esso reagisce in modo tale da minimizzare o rendere nullo l'effetto della sollecitazione.



Principio di Le Chatelier

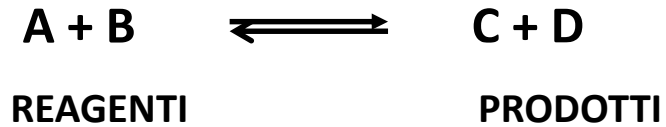
Sistema all'equilibrio



$$K = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

- a) si aggiunga C o D: la reazione tenderà a consumare C o D formando i reagenti A e B (←)
- b) si aggiunga A o B : la reazione tenderà a consumare A o B formando i prodotti C e D (→)
- c) si allontanano C o D: la reazione tenderà a formare C o D (→)
- d) si allontanano A o B: la reazione tenderà a formare A o B (←)

EQUILIBRIO



$$K = \frac{[\text{C}] [\text{D}]}{[\text{A}] [\text{B}]}$$

Un aumento della **temperatura** sposta l'equilibrio nella direzione che comporta un assorbimento di calore, mentre una diminuzione della temperatura lo sposta nella direzione in cui si ha sviluppo di calore.

Un aumento della **pressione**, a volume costante, fa spostare l'equilibrio nella direzione che porta a una diminuzione del suo numero di moli, assorbimento di calore, mentre una diminuzione della sua pressione ha l'effetto contrario.

Un aumento del **volume** sposta l'equilibrio nella direzione che porta alla formazione di un maggiore numero di moli e quindi, se $(c+d)$ è minore di $(a+b)$, la reazione si sposta verso sinistra.

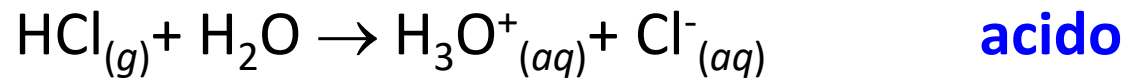
Definizioni di acidi e basi

Nel corso dei secoli gli **ACIDI** e le **BASI** sono state definite in vari modi, e ogni nuova definizione ha cercato di comprendere un numero progressivamente maggiore di casi rispetto alla teoria precedente.

Acidi e basi secondo Arrhenius

Gli **acidi** sono sostanze che, sciolte in acqua, liberano ioni H^+ (H_3O^+) (aumento della concentrazione degli ioni H^+).

Le **basi** sono sostanze che, sciolte in acqua liberano ioni OH^- (aumento della concentrazione degli ioni OH^-).



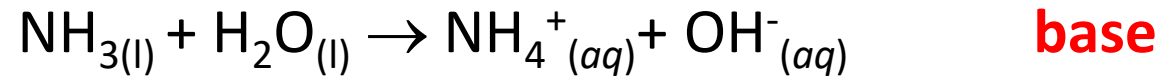
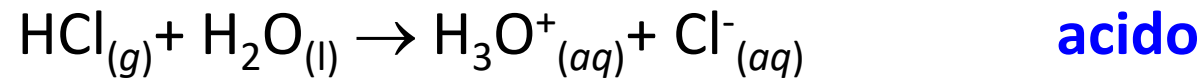
Il limite della teoria di Arrhenius risiede nel fatto che è applicabile solo alle soluzioni acquose.

Definizioni di acidi e basi

Acidi e basi secondo Brønsted e Lowry

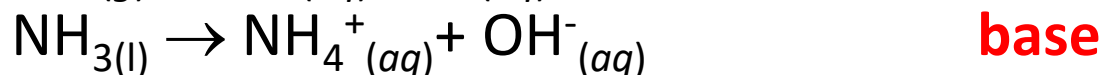
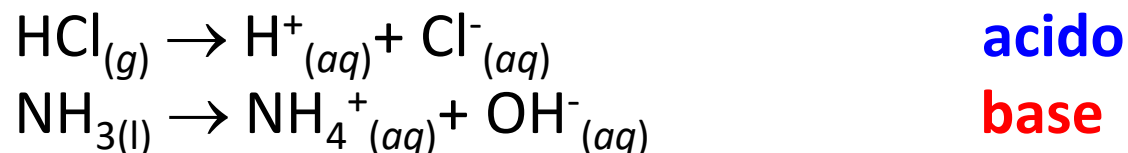
Un **acido** è una qualsiasi molecola o ione in grado di **donare** protoni.

Una **base** è una qualsiasi molecola o ione che può **accettare** un protone.



Definizioni di acidi e basi

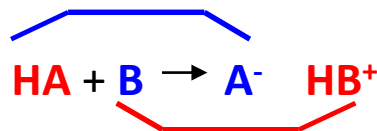
Acidi e basi secondo Brønsted e Lowry



Quando un acido cede H^+ si trasforma nella sua base coniugata, e analogamente quando una base acquista H^+ genera il suo acido coniugato; ad esempio, Cl^- è la base coniugata di HCl (e viceversa) e NH_4^+ l'acido coniugato di NH_3 (e viceversa).

Secondo questa definizione

Una reazione acido-base è la conseguenza di uno scambio di un protone



tra due coppie “coniugate” acido base

HA è l'acido coniugato della base A^-

B è la base coniugata dell'acido HB^+

Definizioni di acidi e basi

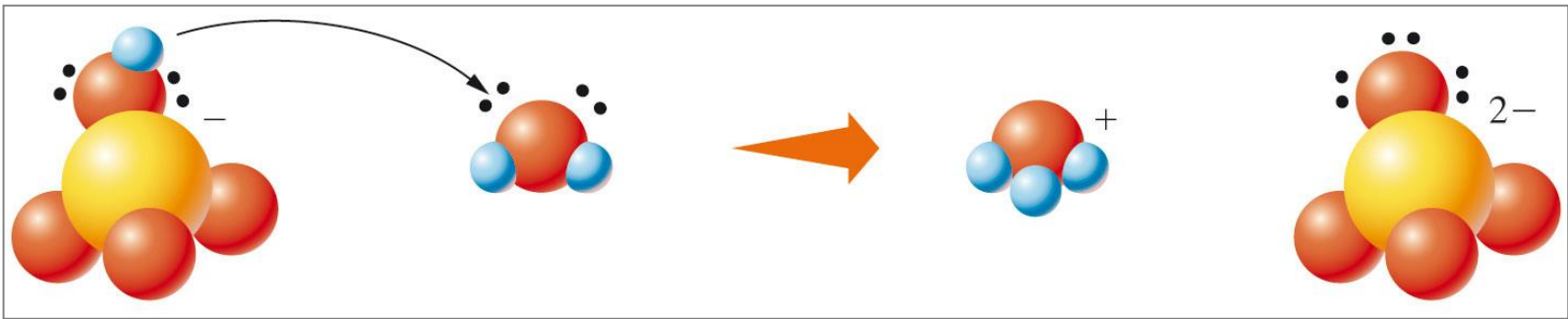
Acidi e basi secondo Brønsted e Lowry

Questa definizione non è vincolata alla presenza del solvente; una reazione acido-base può avvenire quindi in un solvente qualunque, in assenza di solvente ed in qualunque stato di aggregazione delle sostanze.

Definizioni di acidi e basi

La teoria di Brønsted e Lowry amplia la classificazione degli acidi e delle basi poiché non è indispensabile la presenza di acqua.

Sono **anfiprotiche** le sostanze che, come l'acqua, possono sia accettare che donare protoni.

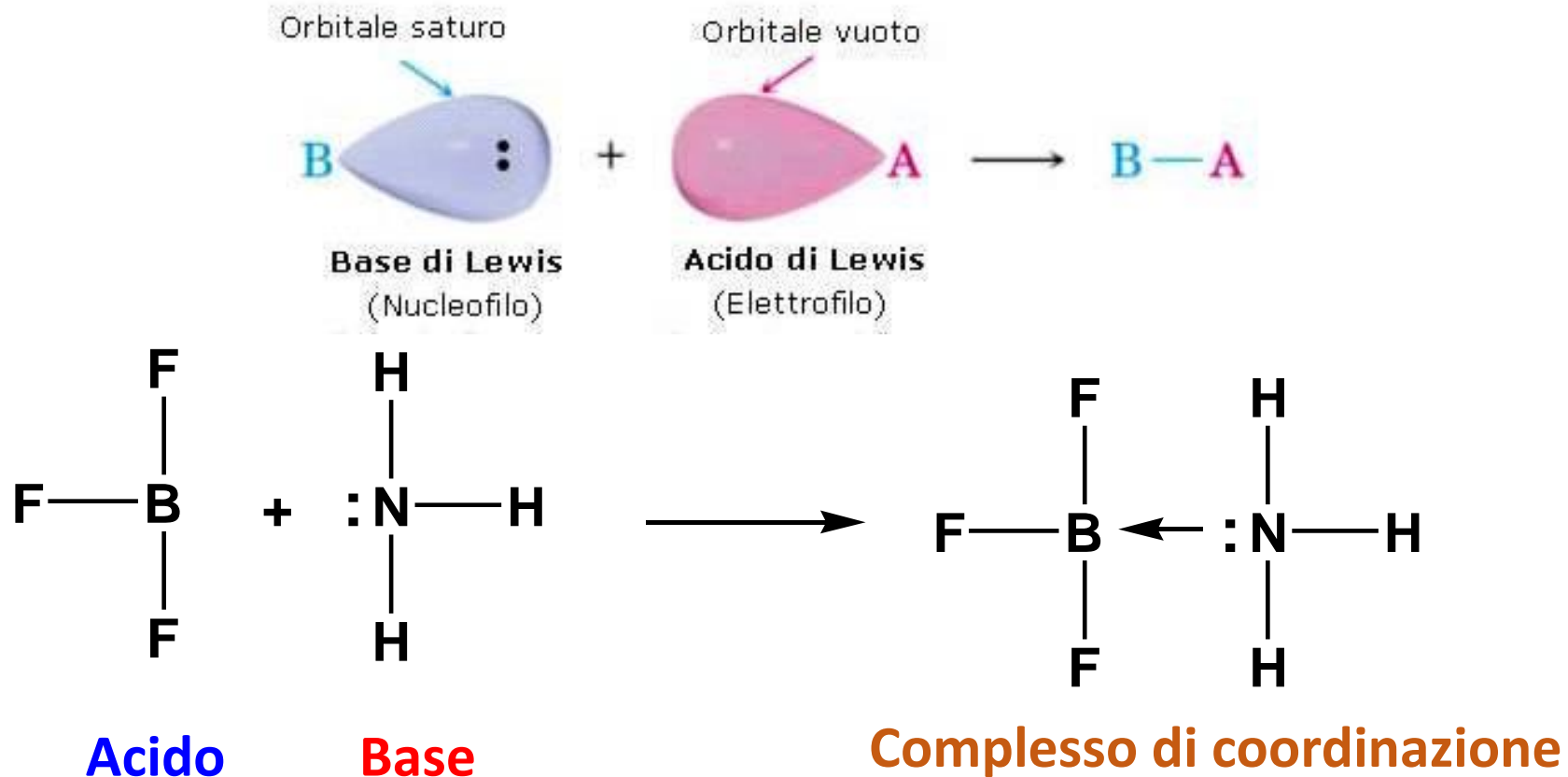


Definizioni di acidi e basi

Acidi e basi secondo Lewis

Un **acido** è una specie (molecola o ione) che può accettare una coppia di elettroni.

Una **base** è una specie (molecola o ione) capace di donare una coppia di elettroni liberi da legami.



Definizioni di acidi e basi

Evoluzione delle teorie acido-base

	Boyle (1680)	Arrhenius (1887)	Brønsted-Lowry (1922)	Lewis (1923)
Acido	Sostanza di sapore aspro, corrode i metalli e colora in rosso il tornasole.	Sostanza che libera ioni H^+ in soluzione acquosa: HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ...	Specie (molecola o ione) che cede un protone a una base: HCl , H_2O , HSO_4^- , NH_4^+ ...	Specie (molecola o ione) capace di accettare un doppietto elettronico: H^+ , $AlCl_3$, Fe^{3+} ...
Base	Sostanza scivolosa al tatto, neutralizza gli acidi e colora di blu il tornasole.	Sostanza che libera ioni OH^- in soluzione acquosa: $NaOH$, $Ca(OH)_2$...	Specie (molecola o ione) che acquista un protone da un acido: Cl^- , H_2O , OH^- , NH_3 ...	Specie (molecola o ione) capace di donare un doppietto elettronico: NH_3 , OH^- , H_2O ...



Acidi e basi

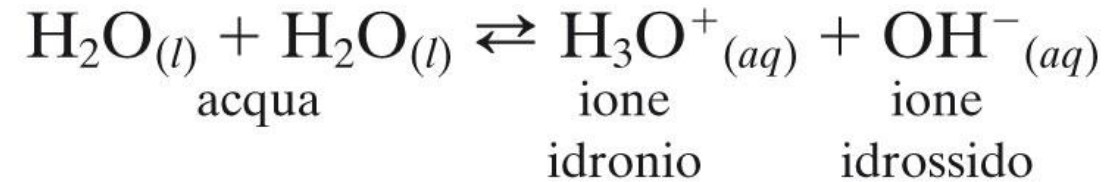
Terminologia

Dissociazione: si riferisce alla scissione in *ioni* di carica opposta, che subiscono, per intervento dell'acqua, i **composti ionici (NaCl)**.

Ionizzazione: si riferisce alla separazione in *ioni* di carica opposta che subiscono i **composti covalenti polari** all'atto della loro dissoluzione in acqua (**HCl**).

Acidi e basi

La reazione di ionizzazione dell'acqua o **autoprotolisi**, è una reazione acido-base in cui la formazione degli ioni avviene per scambio di un protone fra due molecole d'acqua.



La costante di equilibrio per questa reazione è stata determinata e può essere così espressa:

$$K_{\text{eq}} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,25 \cdot 10^{-18} \quad (\text{a } 25 \text{ }^\circ\text{C})$$

Dal valore molto basso della K_{eq} , si deduce che la frazione di molecole di acqua ancora indissociate in protoni e ioni ossidrile è praticamente quella iniziale.

Considerando che la massa di una mole di acqua è 18 g/mole e che la massa totale di acqua in un litro è 1000 g la concentrazione molare dell'acqua pura sarà:

$$[\text{H}_2\text{O}] = 1000 \text{ g/l} : 18 \text{ g/mole} = 55,5 \text{ mol/l}$$

Poiché tale valore può essere considerato costante, la relazione di equilibrio diventa:

$$K_{eq} \times [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

Sostituendo il valore:

$$K_{eq} \times (55,5)^2 = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-]$$

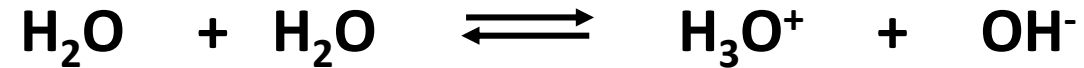
La ionizzazione dell'acqua

Il prodotto $K_{\text{eq}} \times (55,5)^2$ è una nuova costante, è indicata con K_w ed è chiamata **prodotto ionico dell'acqua**, il cui valore, a **25 °C** e per tutte le soluzioni acquose, è :

$$K_w = 3,25 \cdot 10^{-18} \times (55,5)^2 = 1 \cdot 10^{-14}$$

$$K_w = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-14}$$

La ionizzazione dell'acqua



Poiché da una molecola di acqua si ottiene uno ione H^+ e uno ione ossidrile (OH^-), nell'**acqua pura** le concentrazioni dei due ioni devono essere uguali, cioè:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$$

Sostituendo nella relazione del prodotto ionico dell'acqua si ha:

$$K_w = 1 \cdot 10^{-14} = [\text{H}^+] \times [\text{OH}^-] = [\text{H}^+] \times [\text{H}^+]$$

$$1 \cdot 10^{-14} = [\text{H}^+]^2$$

da cui:

$$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l} \quad \underline{\text{soluzioni neutre}}$$

Acidi e basi

Una soluzione acquosa in cui prevale la concentrazione degli ioni H^+ , risulta **acida**.

$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ soluzioni acide

$[\text{H}^+] > 1 \cdot 10^{-7}$

Una soluzione in cui prevale la concentrazione degli ioni OH^- risulta **basica**.

$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$ soluzioni basiche

$[\text{H}^+] < 1 \cdot 10^{-7}$

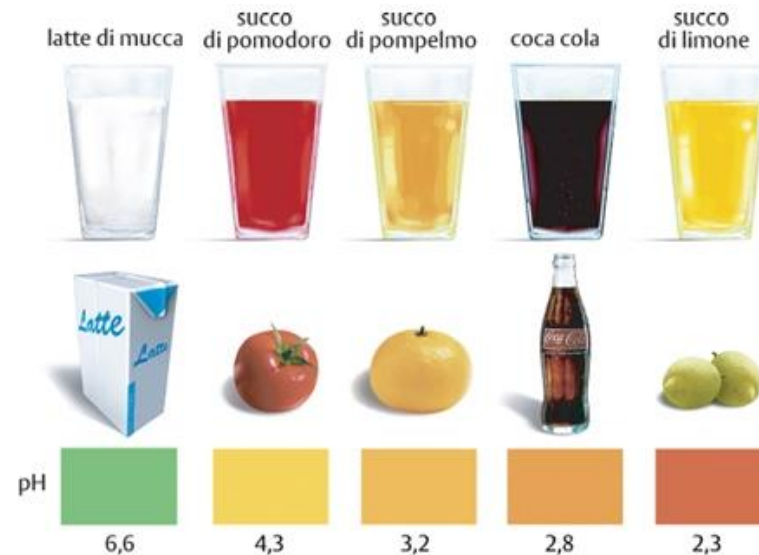
Che cos'è il pH?

Le concentrazioni degli ioni H_3O^+ e OH^- assumono spesso valori molto piccoli o molto grandi. Pertanto è più comodo esprimere la loro concentrazione in scala logaritmica, introducendo una funzione della concentrazione degli ioni H_3O^+ , chiamata **pH** e così definita:

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

Il **pH** aumenta se la concentrazione di H_3O^+ diminuisce.

Se calcoliamo il pH per l'acqua pura, nella quale $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$, esso risulta pari a 7 ($\text{pH} = -\log_{10} [10^{-7}] = 7$).



Acidi e basi

Analogamente il pOH misura il grado di basicità di una sostanza e si definisce come il logaritmo negativo in base 10 della concentrazione molare degli ioni OH^-

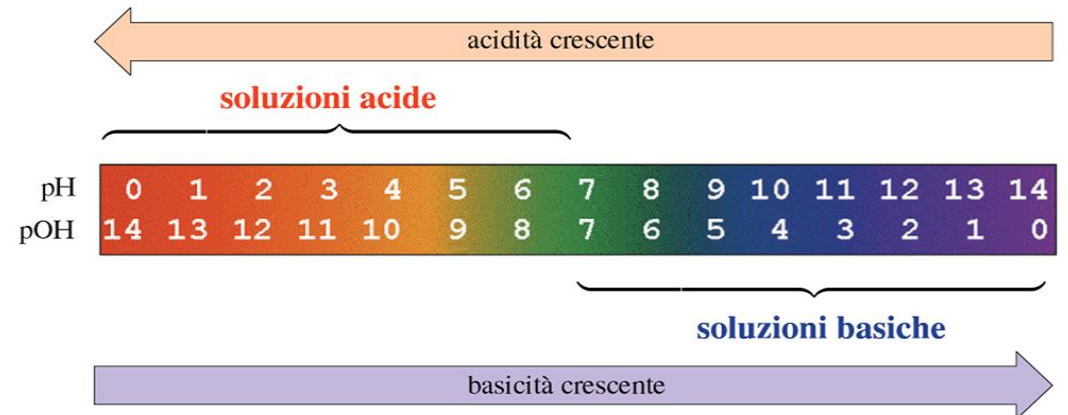
$$\text{pOH} = -\log_{10} [\text{OH}^-]$$

Mettendo insieme le due annotazioni si ottiene la relazione fondamentale

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH} \text{ ovvero}$$

$$14 = \text{pH} + \text{pOH}$$

Soluzioni NEUTRE :	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$	pH = 7
Soluzioni ACIDE :	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	pH < 7
Soluzioni BASICHE :	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	pH > 7



Acidi e basi

Gli acidi e le basi, posti in soluzioni acquosa, assumono comportamenti diversi, in base ai quali vengono classificati come forti o deboli.

Sono considerati forti quegli acidi e quelle basi che in acqua sono completamente ionizzati.

La costante di equilibrio di questo tipo di reazioni è detta **costante di ionizzazione acida** (K_a):



L'acqua non è riportata in quanto viene considerata liquido puro.

Questa costante, come ogni costante di equilibrio, non risente di variazioni di concentrazione e varia soltanto al variare della temperatura (il valore della K di equilibrio è definito ad una certa temperatura); il valore di K_a ci dà una misura quantitativa di quanto l'acido è dissociato, e quindi della sua forza.

- alti valori di K_a → acido molto dissociato → acido **FORTE**
- bassi valori di K_a → acido poco dissociato → acido **DEBOLE**

Il pH e la forza degli acidi

Esempi di **acidi forti** completamente dissociati in acqua sono:



La loro concentrazione iniziale equivale alla concentrazione degli ioni H^+ .

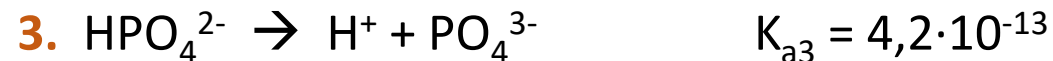
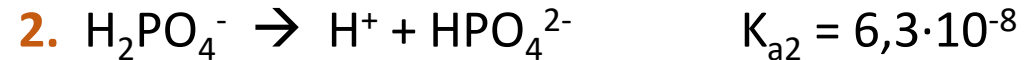
Consideriamo due composti: l'acido cloridrico e l'acido acetico; questi, pur essendo entrambi acidi, non cedono protoni H^+ nella stessa misura. In base all'entità della loro dissociazione, gli acidi possono essere classificati in forti (per esempio, HCl acido cloridrico, che si trasforma completamente in ioni) e deboli (per esempio, CH_3COOH acido acetico, che si trasforma solo parzialmente in ioni e che in parte resta indissociato:



Acidi poliprotici

Alcuni acidi, detti **ACIDI POLIPROTICI**, possono dare la dissociazione di più atomi di H; generalmente le costanti di equilibrio sono progressivamente più piccole negli stadi successivi al primo.

Ad esempio, per l'acido fosforico H_3PO_4 :



Il pH di soluzioni di acidi forti

Calcoliamo il pH, di una soluzione di HA (acido forte)



C_a = concentrazione molare iniziale dell'acido

$$C_a = [\text{HA}] = [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Calcolare il pH e la concentrazione delle specie ioniche in una soluzione $8,62 \cdot 10^{-1}$ M dell'acido forte HClO_4 .



$$8,62 \cdot 10^{-1} \text{ mol HClO}_4 = \text{mol H}_3\text{O}^+ = \text{mol ClO}_4^-$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{ClO}_4^-] = 8,62 \cdot 10^{-1} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (8,62 \cdot 10^{-1} \text{ M}) = \mathbf{0,06}$$

pH di soluzioni di acidi deboli

Calcoliamo il pH, di una soluzione di HA (acido debole)



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

C_a = concentrazione molare iniziale dell'acido

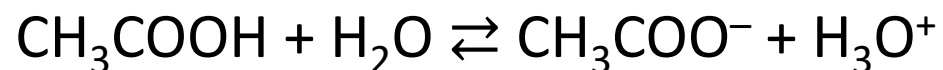
	HA	H ₂ O	A ⁻	H ₃ O ⁺
Inizio	C_a	-	0	0
Variazione	- x	-	+ x	+ x
Eq.	$C_a - x$	-	x	x

$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]} = \frac{[x][x]}{[C_a - x]} = \frac{[x][x]}{C_a}$$

$$\text{pH} = -\log \sqrt{K_a C_a}$$

Acidi e basi

Calcolare il pH in una soluzione 1,00 M di acido acetico CH_3COOH sapendo che la sua costante di dissociazione è $K_a = 1,85 \cdot 10^{-5}$.



$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 1,85 \cdot 10^{-5}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{C_a}$$

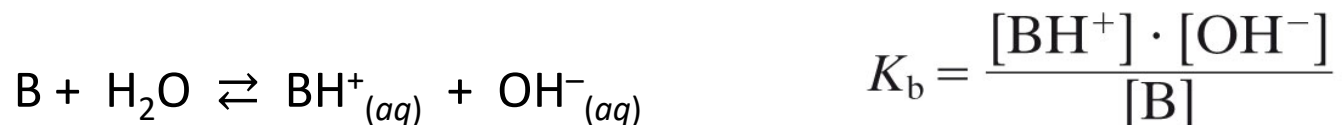
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (K_a \cdot C_a)^{1/2} \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = (1,85 \cdot 10^{-5} \cdot 1,00)^{1/2} = 0,00430 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (4,3 \cdot 10^{-3} \text{ M}) = \mathbf{2,37}$$

Il pOH e la forza delle basi

Analogamente per le basi si ha:

la costante di equilibrio è detta **costante di ionizzazione basica** (K_b) ed è



L'acqua non è riportata in quanto viene considerata liquido puro.

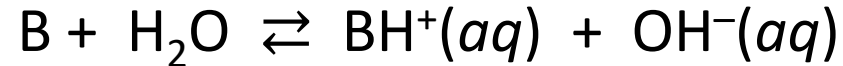
Più è elevato il valore di K_b (**costante di basicità**), più forte sarà la base.

Più è piccolo il valore di K_b , più debole sarà la base.

Infatti un valore piccolo della costante indica che il numeratore è minore del denominatore; ciò significa che la reazione sarà spostata verso la formazione dei reagenti e, quindi, le molecole di base saranno poco dissociate e produrranno una debole concentrazione di ioni OH^- .

Il pH di soluzioni di basi forti

Calcoliamo il pH, di una soluzione di B (base forte)



C_b = concentrazione molare iniziale della base

$$C_b = [B] = [OH^-] \quad \mathbf{pOH} = -\log [OH^-] \quad 14 = \mathbf{pH} + \mathbf{pOH}$$

Calcolare il pH di una soluzione 0.1 M di NaOH in acqua.



$$C_b = 0.1 \text{ M} = [OH^-]$$

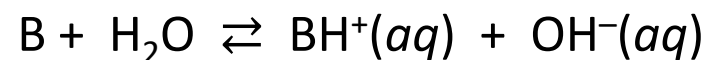
$$pOH = -\log 10^{-1} = 1$$

$$14 = pH + pOH$$

$$pH = 14 - 1 = 13$$

Il pH di soluzioni di basi deboli

Calcoliamo il pH, di una soluzione di B (base debole)



$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[B]}$$

C_b = concentrazione molare iniziale della base

	B	H₂O	BH⁺	OH⁻
Inizio	C_b	-	0	0
Variazione	- x	-	+ x	+ x
Eq.	$C_b - x$	-	x	x

$$K_b = \frac{[BH^+][OH^-]}{[HA]} = \frac{[x][x]}{[C_b - x]} = \frac{[x][x]}{C_b}$$

$$pOH = -\log \sqrt{K_b C_b}$$

$$pH = 14 - pOH$$

Il pH di soluzioni di basi deboli

Calcolare il pH di una soluzione 0.1 M di NH_3 in acqua, sapendo che la sua costante di dissociazione basica vale $K_b = 1.8 \times 10^{-5} \text{M}$.

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

	$[\text{NH}_3]$	$[\text{NH}_4^+]$	$[\text{OH}^-]$
C_{iniziale}	0.1	0	0
Trasformazione	- x	+x	+x
C_{finale}	0.1 - x	x	x

$$x = (0.10 \text{ M} * (1.8 \times 10^{-5}))^{1/2}$$

$$x = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M (effettivamente trascurabile rispetto alla } C_b)$$

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] = -\log(1.34 \times 10^{-3}) = 2.87$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{11.13}$$

Il pH e la forza degli acidi e delle basi

Il pH di una soluzione si misura tramite gli indicatori.

Gli indicatori sono sostanze che assumono colorazioni diverse a seconda del pH della soluzione in cui si trovano.

Il punto di passaggio da un colore a un altro è detto punto di viraggio.



Idrolisi salina



4 casi:

- 1) Soluzioni di sali il cui catione è l'acido coniugato di una base forte (NaOH) e l'anione è la base coniugata di un acido forte (HCl): **pH neutro** (NaCl)
- 2) Soluzioni di sali il cui catione è l'acido coniugato di una base forte (NaOH) e l'anione è la base coniugata di un acido debole (CH_3COOH): **pH basico** (CH_3COONa)
- 3) Soluzioni di sali il cui catione è l'acido coniugato di una base debole (NH_3) e l'anione è la base coniugata di un acido forte (HCl): **pH acido** (NH_4Cl)
- 4) Soluzioni di sali derivanti da cationi e anioni di acidi e basi deboli: possono dare aumento o diminuzione del pH, a seconda della forza relativa della base e dell'acido da cui si dissocia. ($\text{CH}_3\text{COONH}_4$, NH_4F)

L'idrolisi: anche i sali fanno cambiare il pH

L'idrolisi è la reazione fra gli ioni del sale disciolto e le molecole d'acqua

Tutti gli anioni e i cationi provenienti da acidi o da basi forti, quando vengono disciolti in acqua, non fanno variare il pH.

NaCl - KCl

Se il sale contiene un anione che è la base coniugata di un acido debole forma soluzioni basiche.

CH₃COONa – CH₃COOK

Se il sale contiene un catione che è l'acido coniugato di una base debole forma soluzioni acide.

NH₄Cl

La soluzione di KCl è neutra.



La soluzione di KNO₂ è basica.



La soluzione di NH₄Cl è acida.



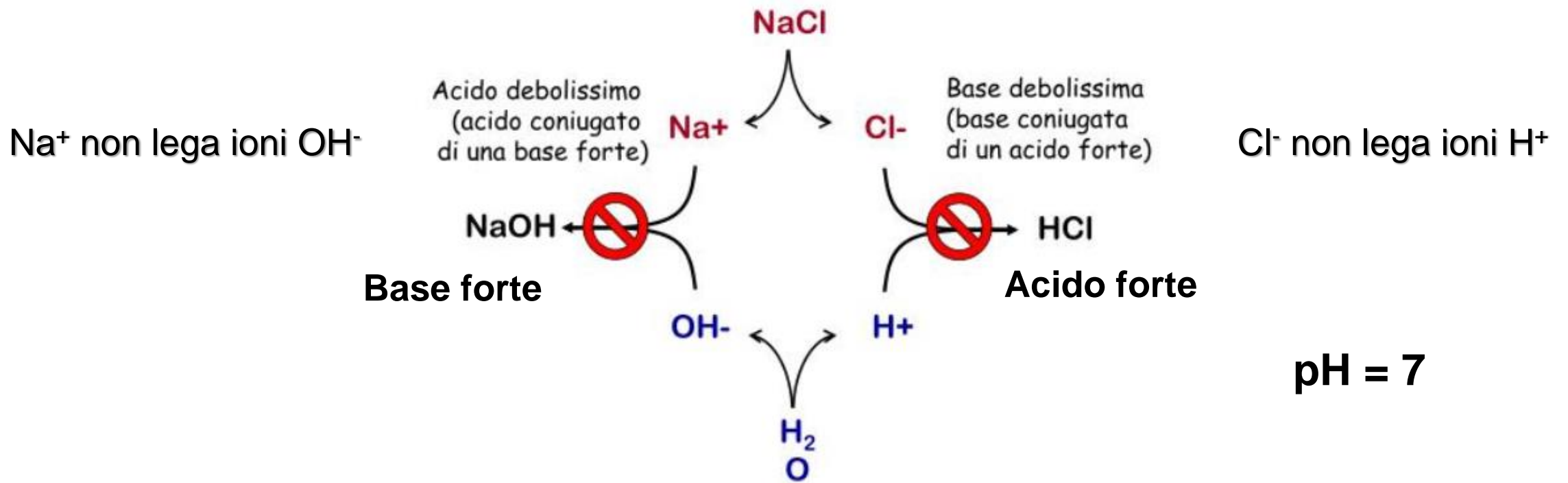


Idrolisi salina

- 1) Sale formato da ioni derivati da un acido forte e da una base forte:
pH neutro



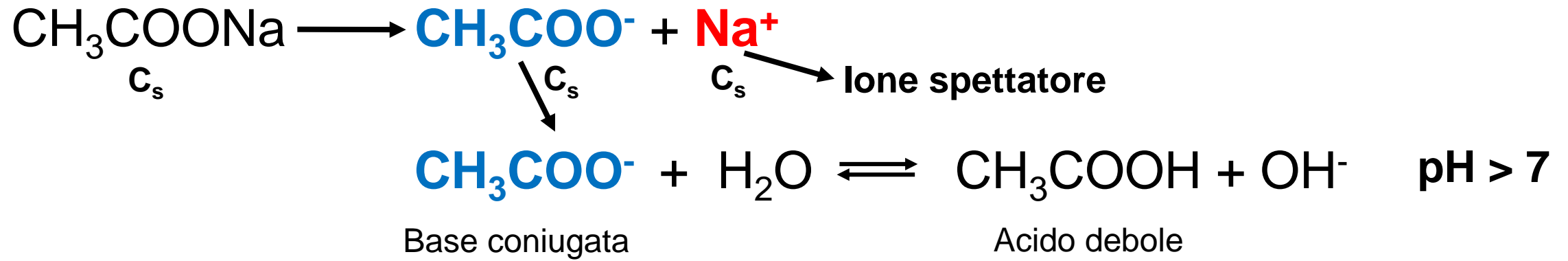
Catione e anione non alterano il pH





Idrolisi salina

2) Soluzioni di sali il cui catione è l'acido coniugato di una base forte e l'anione è la base coniugata di un acido debole: **pH basico**



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

Convienne riarrangiare la K_i in funzione della K_a perché le K_a sono tabulate

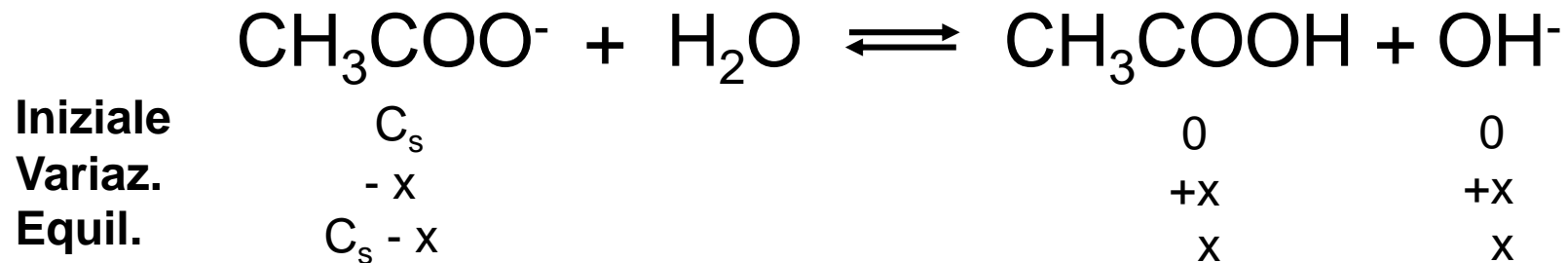
$$K_i = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

K_a K_w



Idrolisi salina

2) Soluzioni di sali il cui catione è l'acido coniugato di una base forte e l'anione è la base coniugata di un acido debole: **pH basico**



pH > 7

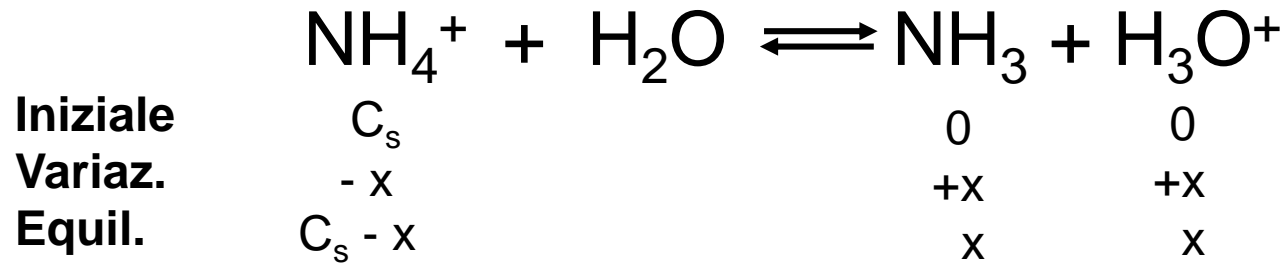
$$K_i = \frac{K_w}{K_a} \qquad K_i = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} = \frac{x^2}{C_s - x} =$$

È possibile trascurare la x al denominatore quando C_s e K_i differiscono almeno di un fattore 1000



Idrolisi salina

3) Soluzioni di sali il cui catione è l'acido coniugato di una base debole e l'anione è la base coniugata di un acido forte: **pH acido**



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

$$K_i = \frac{[\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{NH}_4^+]} = \frac{x^2}{C_s - x} =$$

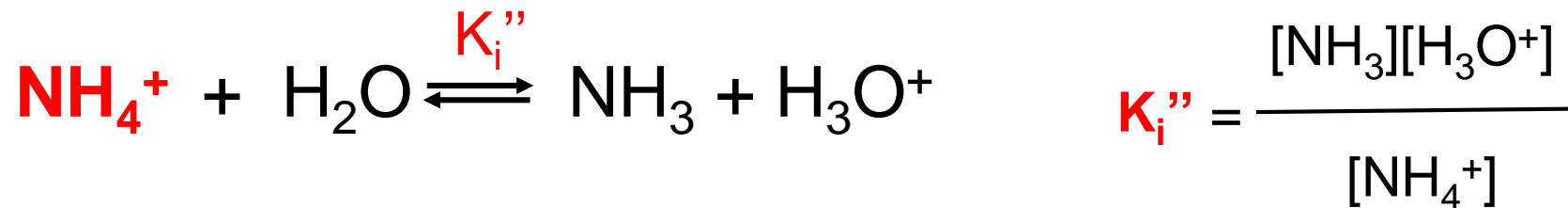
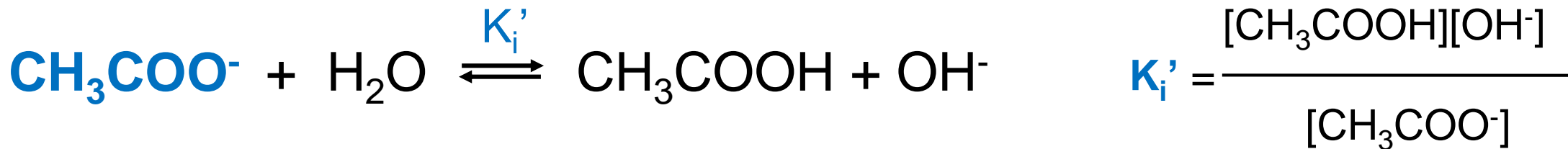
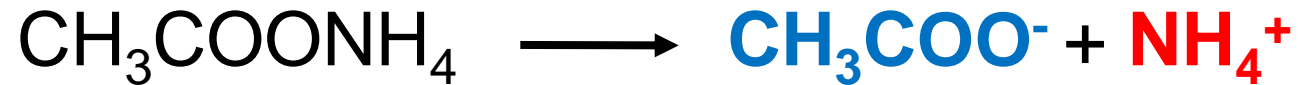
pH < 7

È possibile trascurare la x al denominatore quando C_s e K_i differiscono almeno di un fattore 1000



Idrolisi salina

4) Soluzioni di sali derivanti da cationi e anioni di acidi e basi deboli



1- $K_i' = K_i'' \longrightarrow \text{pH} = 7, K_a = K_b$

2- $K_i' > K_i'' \longrightarrow \text{pH} > 7, K_a < K_b$

3- $K_i' < K_i'' \longrightarrow \text{pH} < 7, K_a > K_b$