

Lezione 3

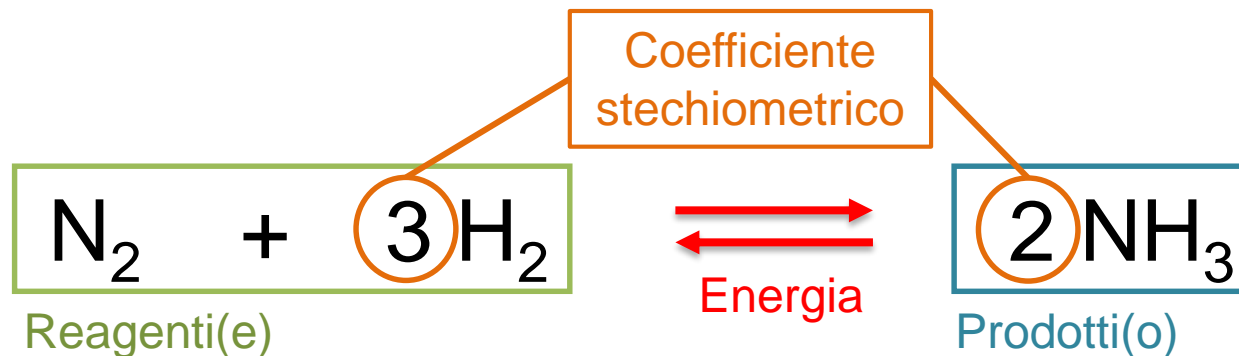
Reazioni, Cinetica ed Equilibrio, Acidi e Basi



REAZIONI CHIMICHE

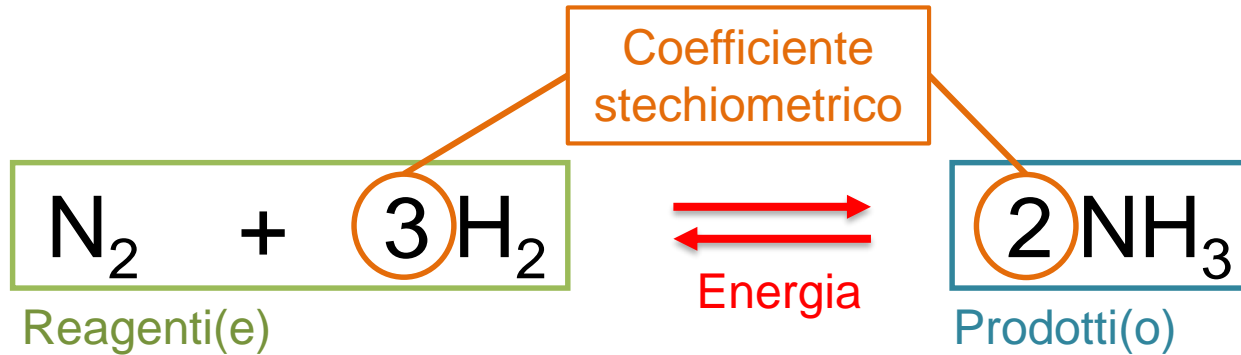
Una reazione chimica è la **trasformazione** di uno o più composti (reagenti) in uno o più composti diversi (prodotti).

Come si scrive una reazione chimica (azoto + idrogeno che danno ammoniaca)



! **Coefficiente stechiometrico:** indica il numero di molecole che partecipano alla reazione (stabilisce il rapporti molari tra i reagenti)

REAZIONI CHIMICHE



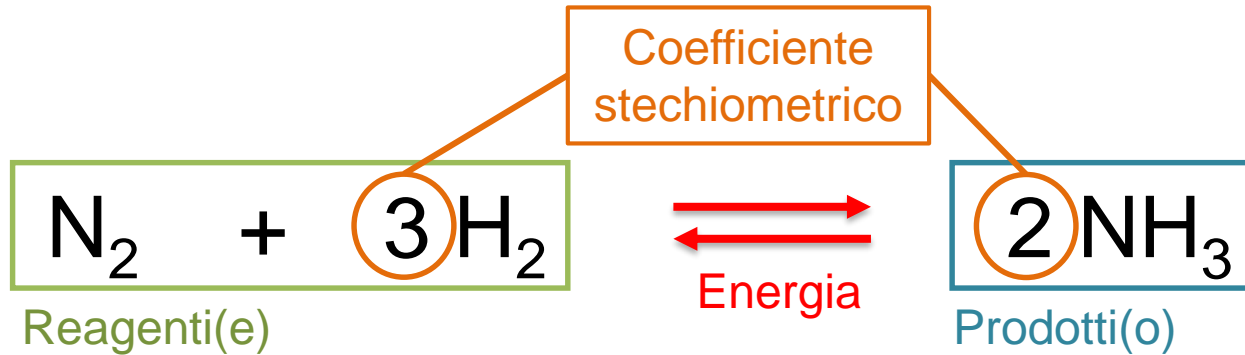
In una reazione chimica si conservano sempre:

LE MASSE: es. 1 mole di Azoto molecolare (28g) reagisce con 3 moli di idrogeno molecolare (6g) per formare 2 moli di ammoniaca (34g)

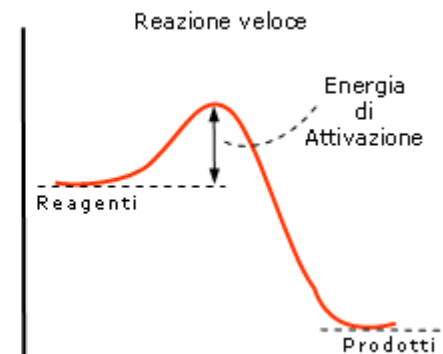
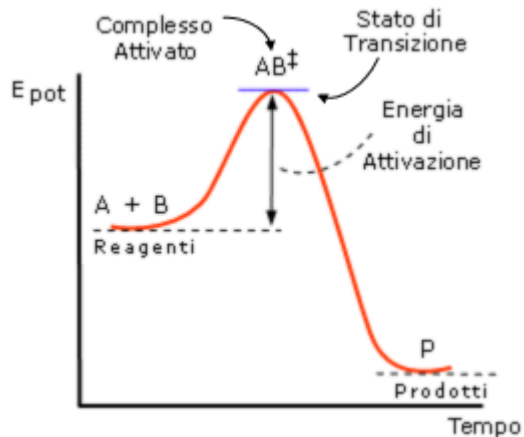
GLI ATOMI: es. 2 atomi di Azoto reagiscono con 6 atomi di idrogeno per formare 2 molecole di ammoniaca che contengono 2 atomi di azoto 6 atomi di idrogeno

LA CARICA ELETTRICA TOTALE: la delle somma cariche reagenti è sempre uguale alla somma delle cariche dei prodotti

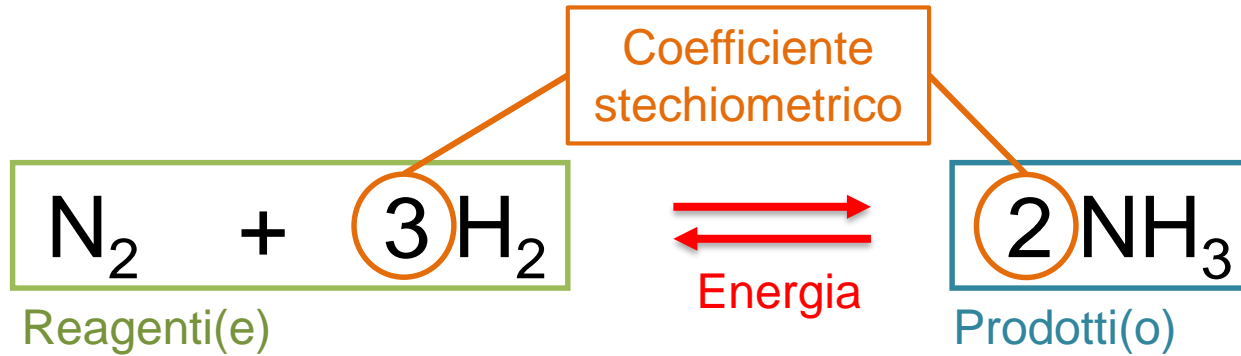
REAZIONI CHIMICHE



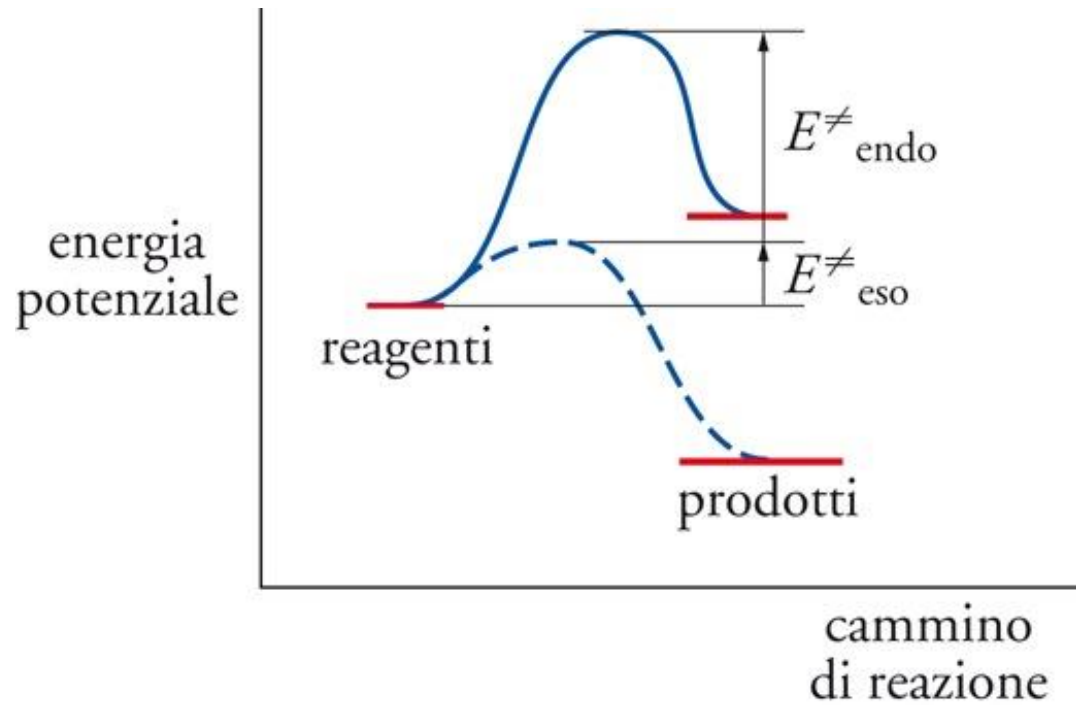
! Energia e reversibilità: Le reazioni chimiche cedono o assorbono energia. Tutte le reazioni chimiche sono **SEMPRE** reversibili (possono essere lette in entrambi i casi: es. ammoniaca che si dissocia in idrogeno e azoto), anche se in alcuni casi **la reazione inversa è troppo lenta** e può essere trascurata



REAZIONI CHIMICHE



⚠ **Reazioni ESOTermiche ed ENDOtermiche:** Le reazioni chimiche che **cedono energia** sono dette **ESOTermiche**, quelle che **assorbono energia** sono dette **ENDOtermiche**.



NUMERO DI OSSIDAZIONE

⚠ **Il numero (o stato) di ossidazione** rappresenta la **carica formale** che si può attribuire a un elemento in un composto, **supponendo che i legami siano di tipo ionico**, e assegnando gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo



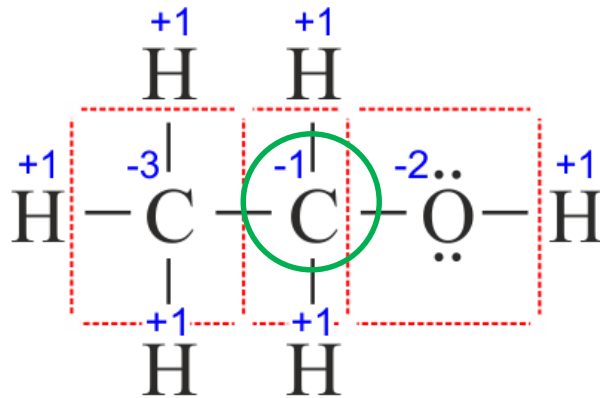
Nell'esempio l'azoto passa da uno stato di ossidazione 0 a -3 poiché **elettronegatività di N > H**, **per il calcolo dello stato d'ossidazione gli elettroni dei tre legami con l'idrogeno si considerano acquisiti dall'atomo di azoto che diventa = -3**

Attenzione !! *Gli elettroni non passano veramente all'azoto*, ma rimangono negli orbitali molecolari che formano i tre legami covalenti. E' solo un trucco per calcolare facilmente il numero d'ossidazione

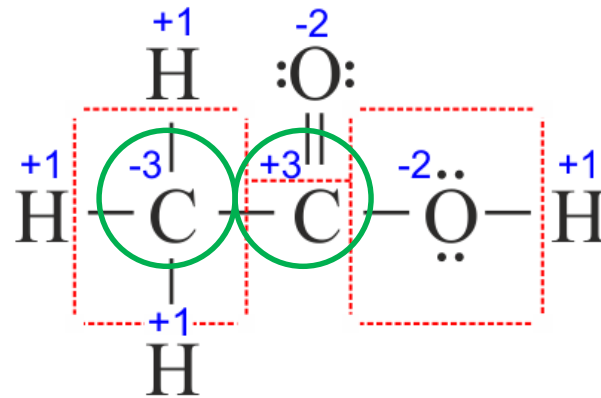
NUMERO DI OSSIDAZIONE

! Il **numero di ossidazione** rappresenta la **carica formale** che si può attribuire a un elemento in un composto, **supponendo che i legami siano di tipo ionico**, e **assegnando gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo**

Etanolo



Acido acetico



Osserva i tre atomi di carbonio evidenziati e cerca di estrapolare una regola per lo stato di **ossidazione** del carbonio



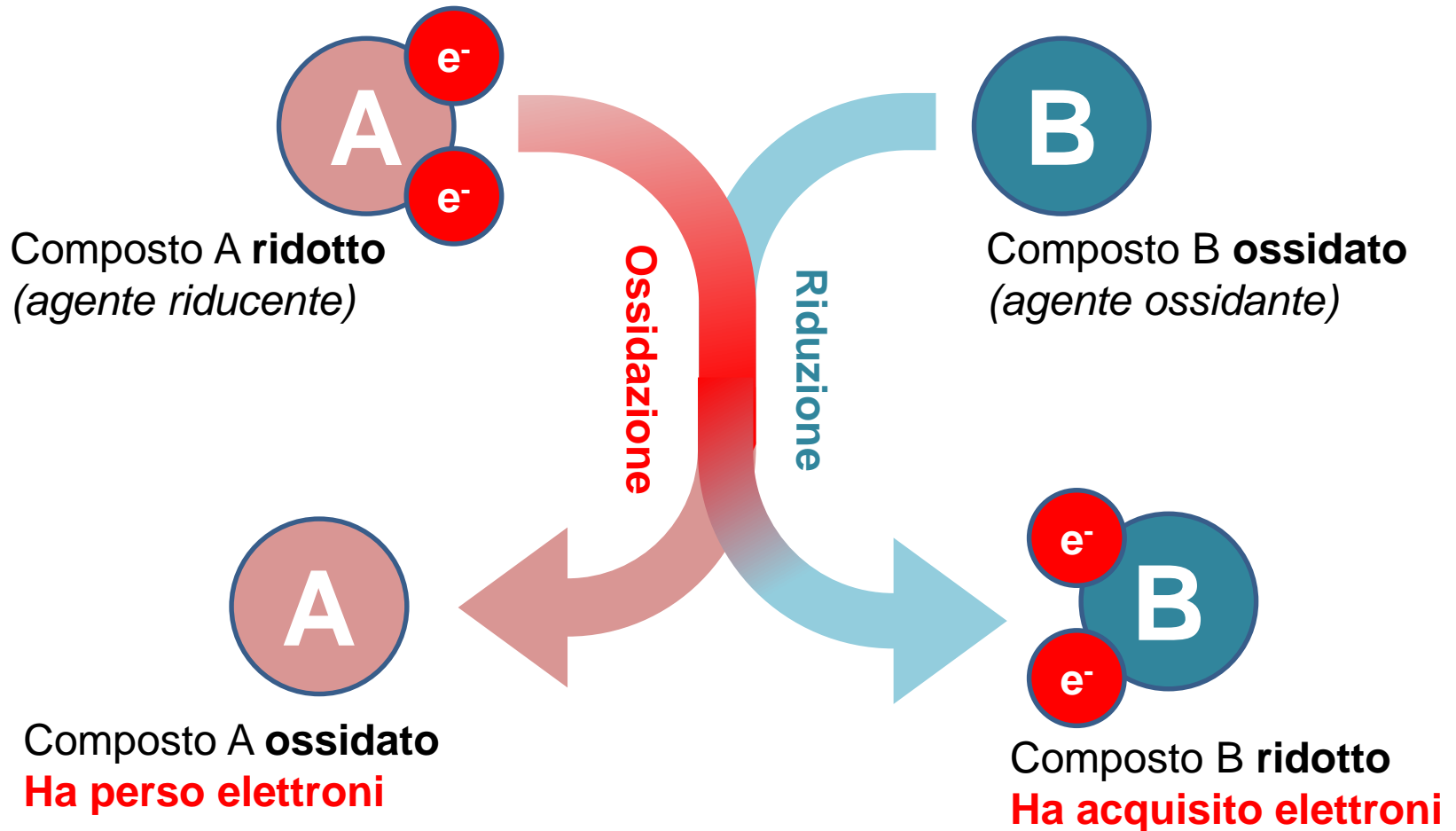
Lo stato d'ossidazione del carbonio:

- aumenta (**ossidato**) con gli atomi di **ossigeno** legati
- diminuisce (**ridotto**) con gli atomi di **idrogeno** legati

OSSIDORIDUZIONI



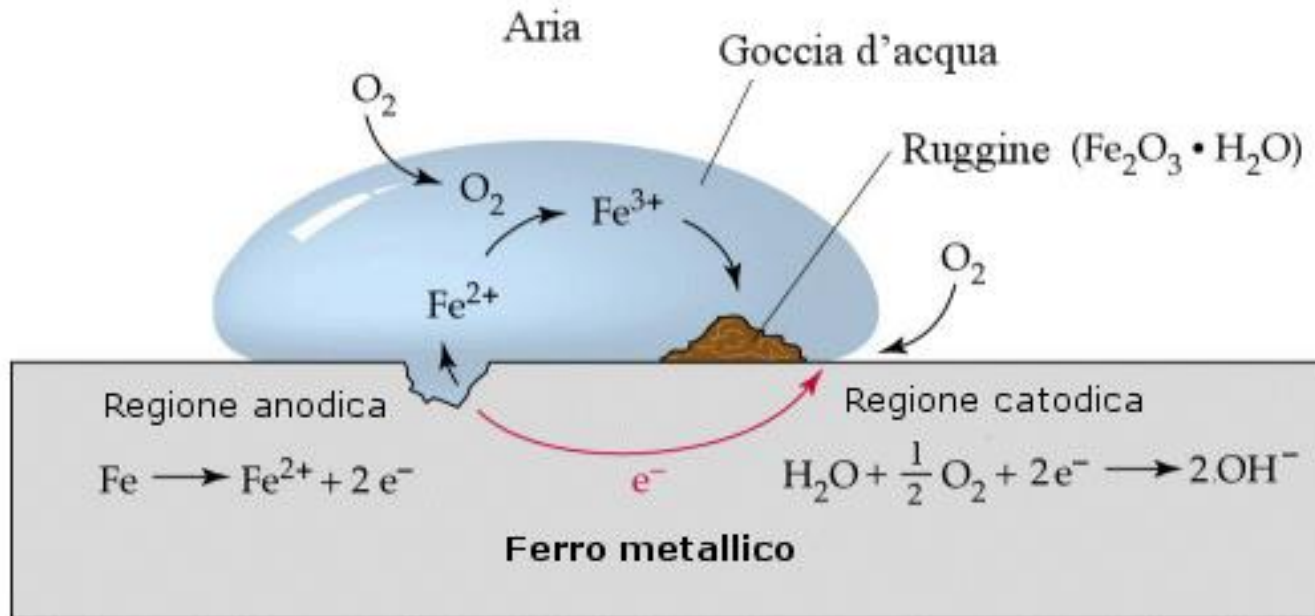
Le **reazioni di ossidoriduzioni** sono caratterizzate dal passaggio di elettroni da una specie all'altra con cambio dello stato d'ossidazione



OSSIDORIDUZIONI

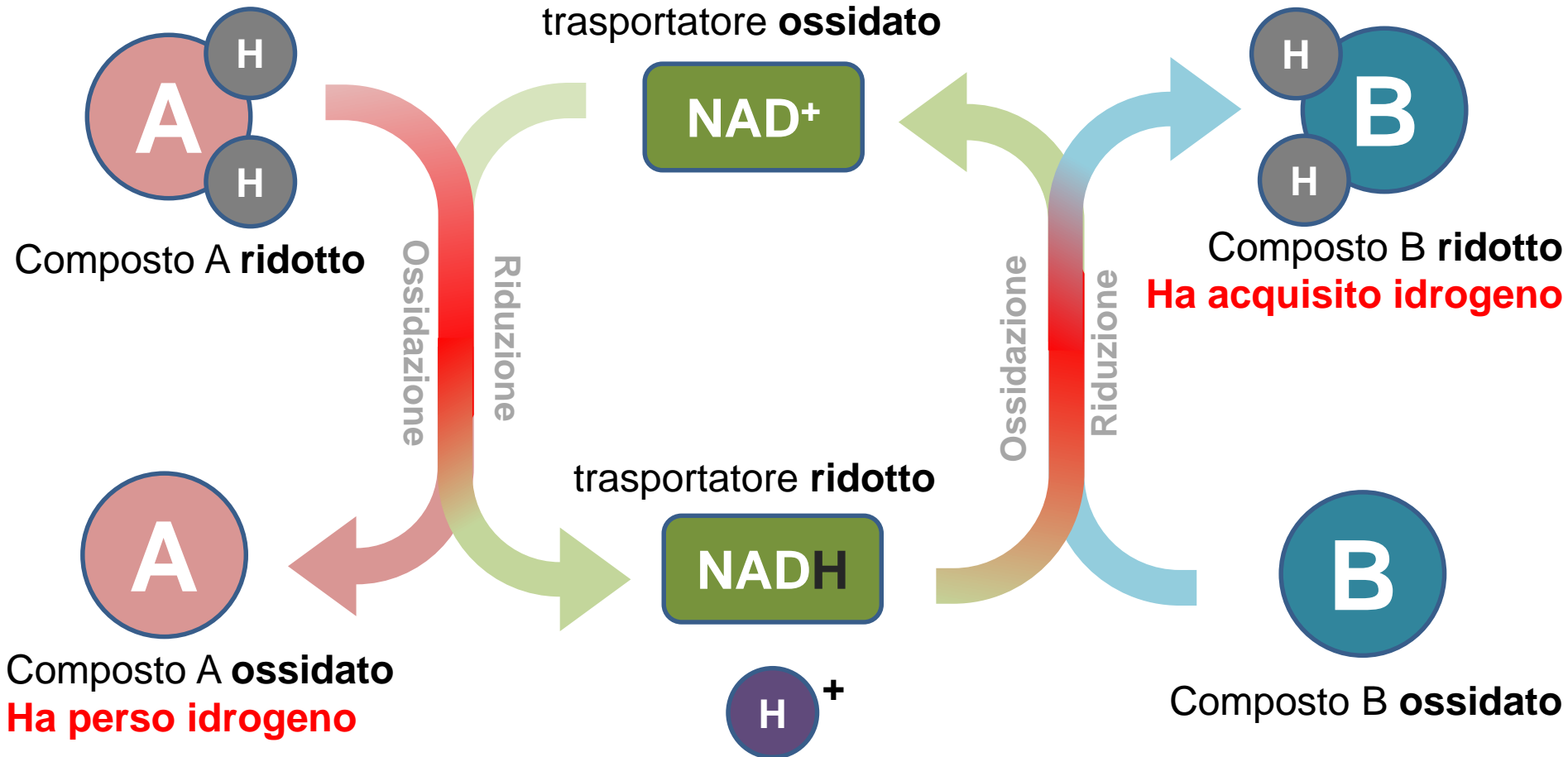


Le **reazioni di ossidoriduzioni** sono caratterizzate dal passaggio di elettroni da una specie all'altra con cambio dello stato d'ossidazione



OSSIDORIDUZIONI NEI SISTEMI BIOCHIMICI

❗ **Le reazioni di ossidoriduzioni nei sistemi viventi** solitamente sono mediate da apposite molecole che funzionano da **trasportatori di elettroni associati ad atomi di idrogeno**

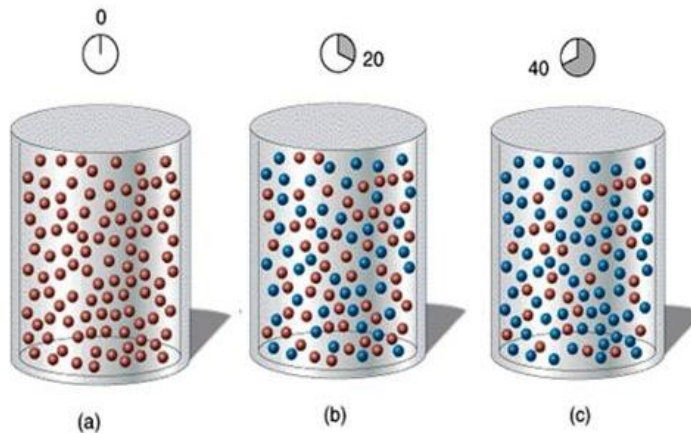


CINETICA CHIMICA

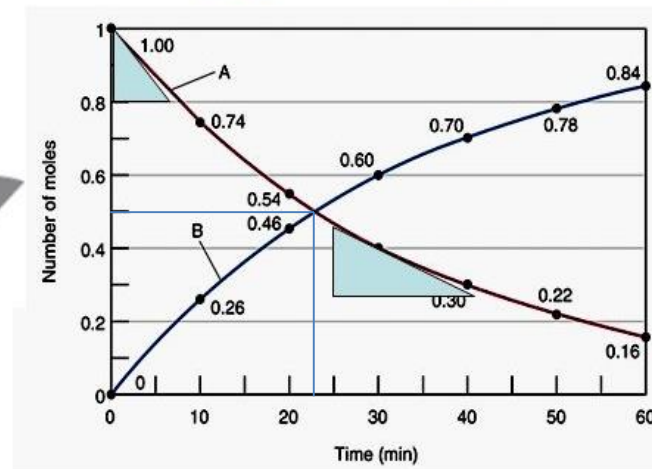


La **CINETICA CHIMICA** (da *cinetico*, dal greco *κινητικός*, derivazione di *κινέω* "muovere") è lo studio della **velocità** a cui avviene una reazione e del **meccanismo di reazioni** (es. quali legami si rompono e quali si formano, in che ordine etc.). Non dà nessuna informazione sull'equilibrio della reazione.

La **velocità di reazione** è definita come **variazione della concentrazione dei reagenti o prodotti nell'unità di tempo**



$$v = - \frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$$

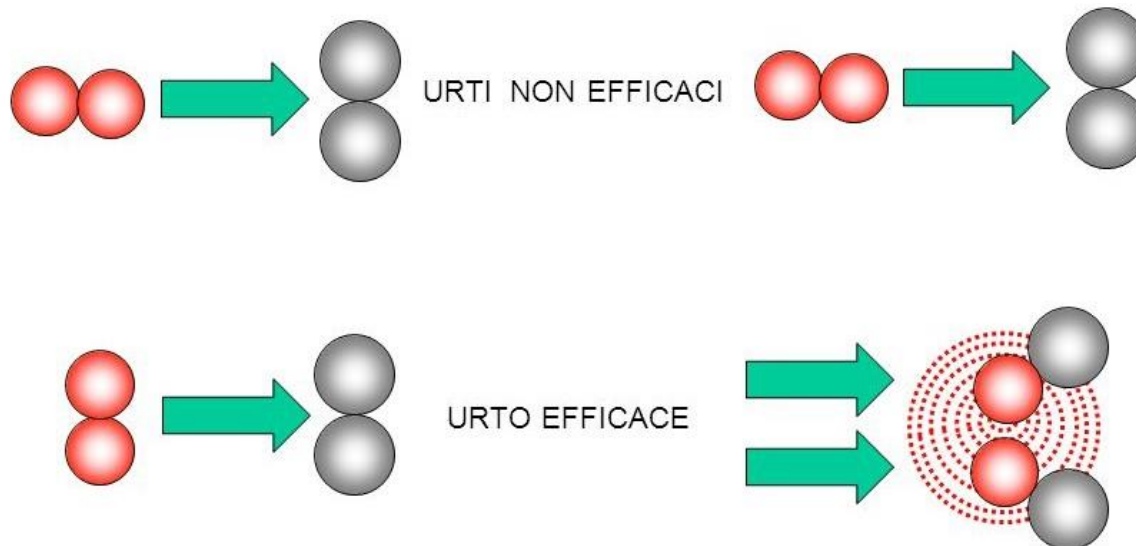


La **velocità di reazione al tempo t** (v_t) è uguale al **coefficiente angolare** della retta tangente alla curva al tempo t.

A $t = 0$ la **velocità** (v_0) è massima. Chiamiamo $t_{1/2}$ il **tempo di dimezzamento**

❗ La **velocità di reazione** dipende in modo diretta dai seguenti parametri: **Temperatura, Concentrazione dei reagenti, Pressione** e in modo inverso dall'**Energia di attivazione**

È facile razionalizzare questa dipendenza in base alla **teoria delle collisioni**: **le molecole** si trovano in costante agitazione termica e si scontrano tra di loro, **durante uno scontro possono trasferire una quantità di energia sufficiente a fare avvenire la reazione** (collisione produttiva) oppure semplicemente proseguire in direzione diversa dopo lo scontro (collisione non produttiva). Oltre all'energia in gioco **anche l'orientamento delle molecole** nel momento della collisione **gioca un ruolo importante**.

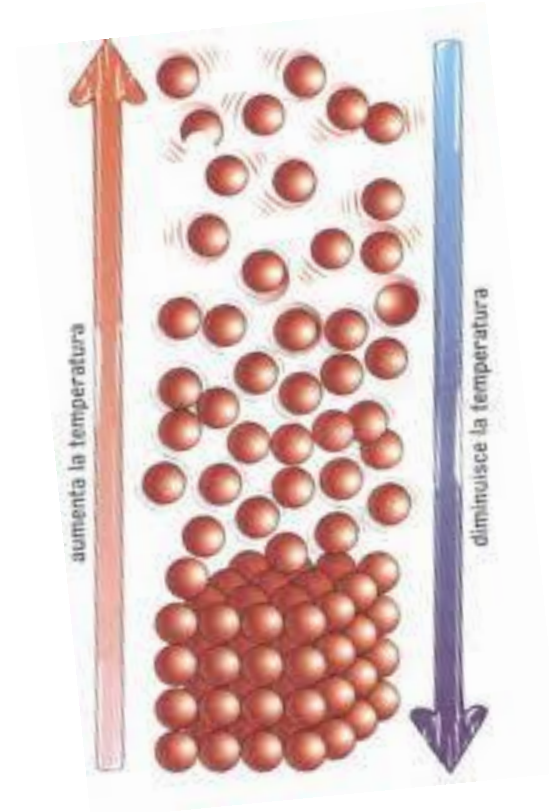


❗ La **velocità di reazione** dipende in modo diretta dai seguenti parametri:
Temperatura (T), Concentrazione dei reagenti (C), Pressione (P) e in modo inverso dall'Energia di attivazione

Aumentando la **Temperatura** aumenta l'energia cinetica delle molecole e quindi aumenta:

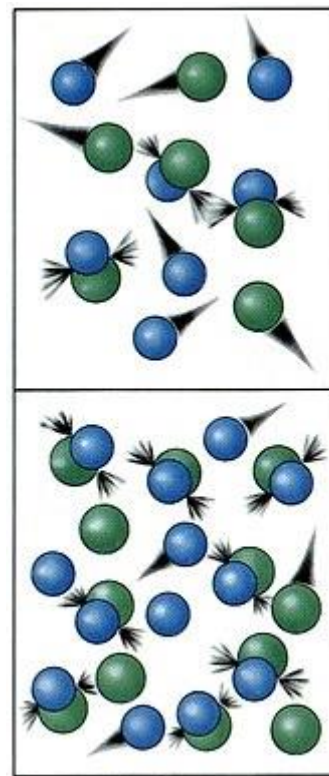
1. **Il numero di collisioni nell'unità di tempo** (perché le molecole si muovono più velocemente)
2. **La probabilità che avvengano collisioni produttive** (perché le molecole hanno più energia da scambiare)

e quindi **aumenta la velocità di reazione**



⚠ La **velocità di reazione** dipende in modo diretta dai seguenti parametri: **Temperatura (T)**, **Concentrazione dei reagenti (C)**, **Pressione (P)** e in modo inverso dall'**Energia di attivazione**

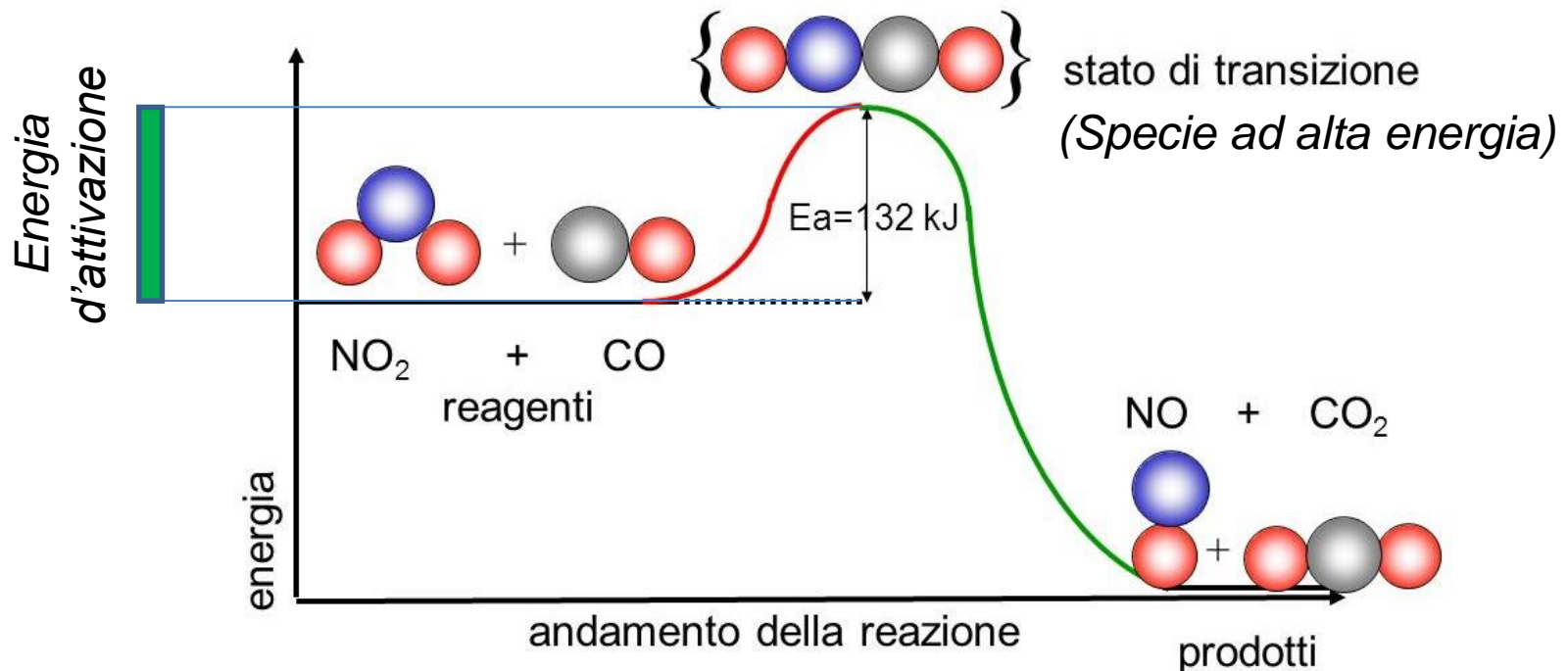
Aumentando sia la **Pressione** che la **Concentrazione** si ha lo stesso effetto: **aumentano il numero di collisioni nell'unità di tempo** (perché le molecole sono in uno spazio più stretto, oppure perché sono di più) e quindi **aumenta la velocità di reazione**



ENERGIA D'ATTIVAZIONE

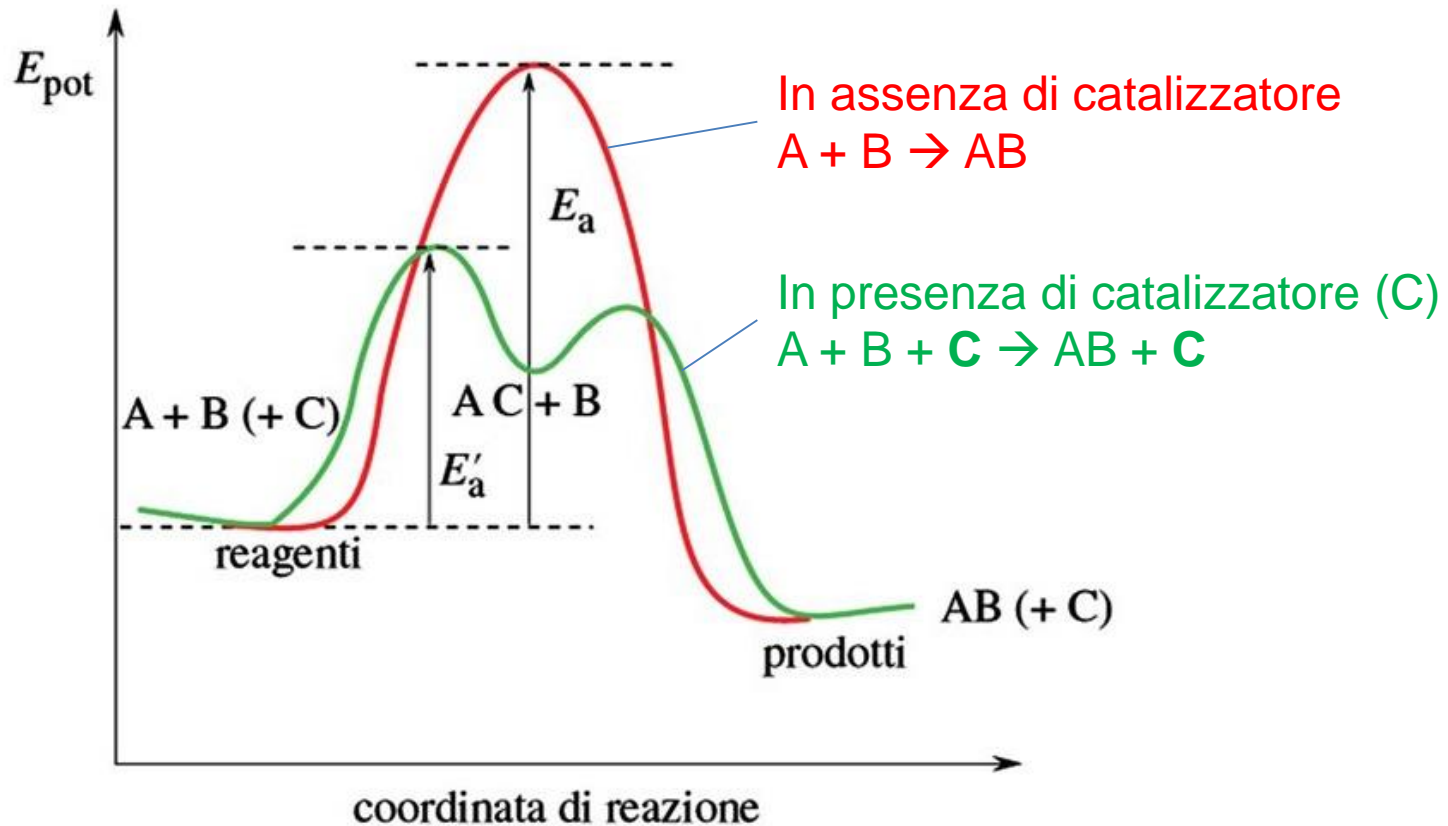
⚠ La **velocità di reazione** dipende in modo diretta dai seguenti parametri: Temperatura (T), Concentrazione dei reagenti (C), Pressione (P) e in modo inverso dall'**Energia di attivazione**

L'**energia di attivazione** (o **barriera di attivazione**) è l'energia minima che devono scambiarsi due molecole durante la collisione affinché avvenga la reazione. L'energia di attivazione **varia da reazione a reazione**. Più la barriera energetica è alta e più difficilmente si avranno collisioni produttive.



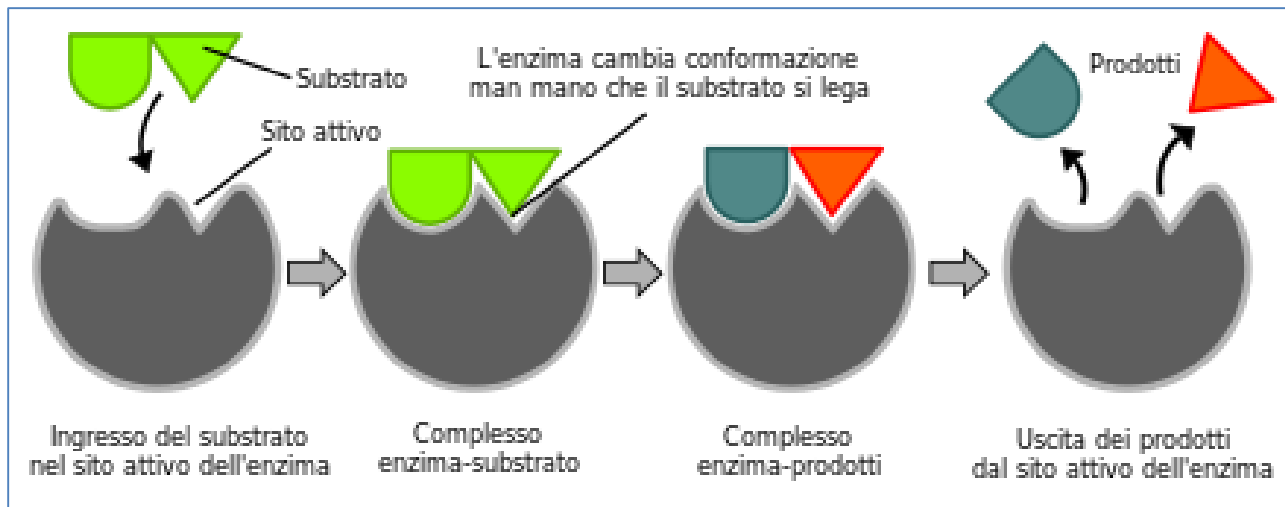
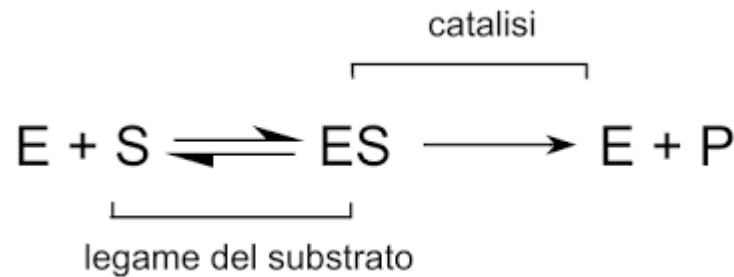
CATALIZZATORI

⚠ **Un catalizzatore** è una specie chimica che interviene in una reazione **aumentandone la velocità**, abbassando l'energia di attivazione, e alla fine rimane inalterato

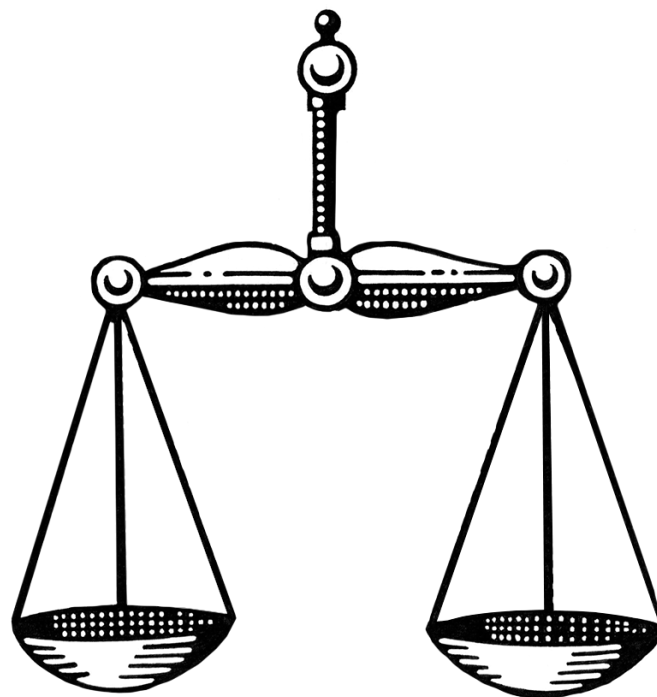


ENZIMI: I CATALIZZATORI BIOLOGICI

❗ **i catalizzatori biologici, sono proteine dette ENZIMI. Gli enzimi hanno una altissima specificità** per i substrati (reagenti) e aumentano la velocità di reazione anche di 14 ordini di grandezza. Per esempio, la reazione catalizzata dalla orotidina-5'-fosfato decarbossilasi impiega circa 25 millisecondi per processare la stessa quantità di substrato che, in assenza dell'enzima, verrebbe convertita in 78 milioni di anni. Praticamente tutte le reazioni chimiche negli organismi viventi sono catalizzate da enzimi specifici.

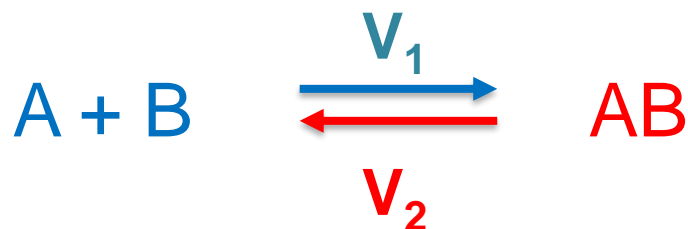


EQUILIBRIO CHIMICO

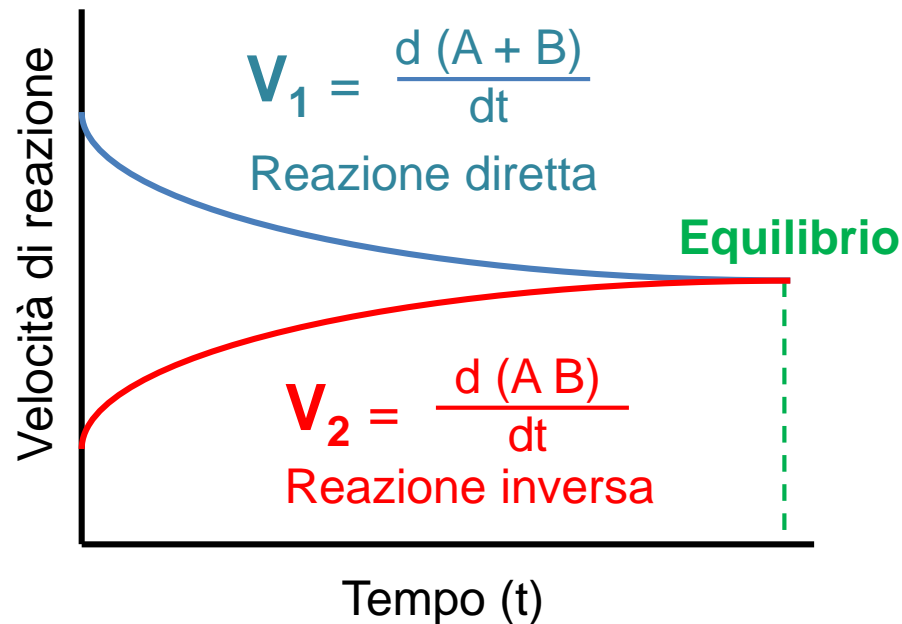
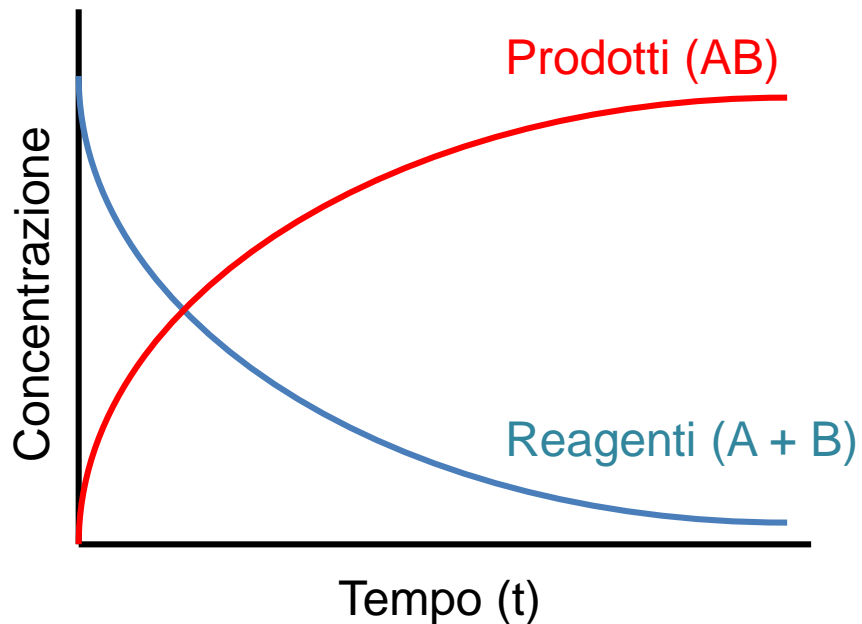


EQUILIBRIO CHIMICO

⚠ Una reazione chimica si trova **all'equilibrio** quando la velocità della **reazione diretta** (v_1) è uguale alla velocità di quella **inversa** (v_2)

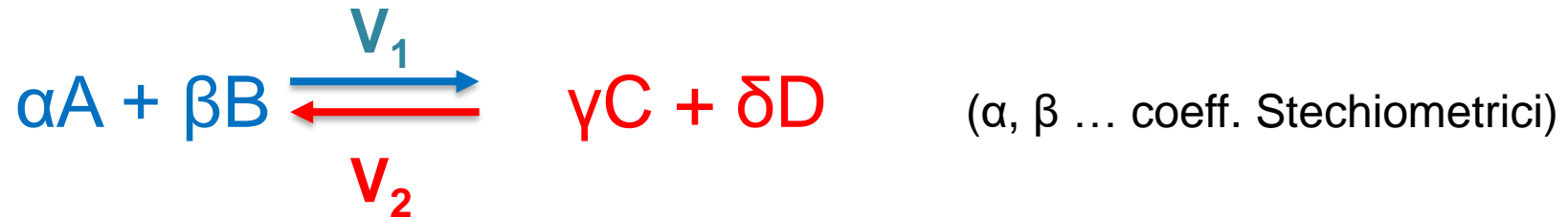


All'equilibrio $v_1 = v_2$



EQUILIBRIO CHIMICO

Data una generica reazione:



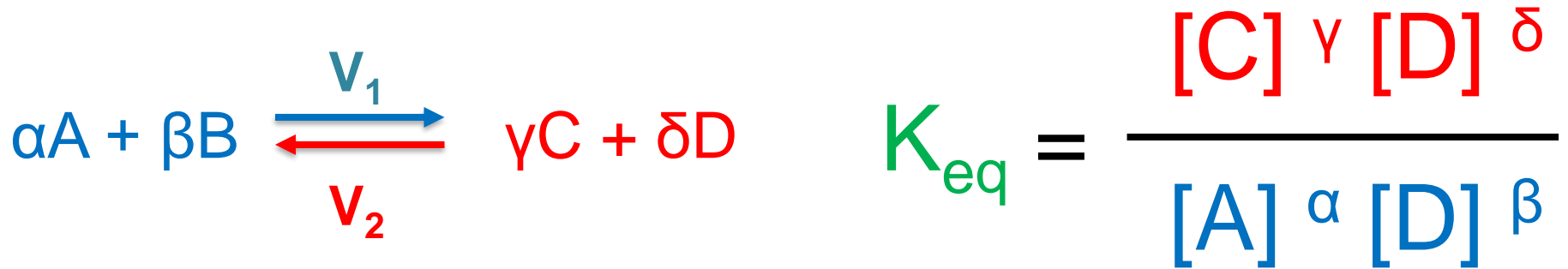
ⓘ Si definisce **COSTANTE DI EQUILIBRIO** (K_c o K_{eq})

$$K_{eq} = \frac{[C]^\gamma [D]^\delta}{[A]^\alpha [B]^\beta} \quad (\text{dove } [A] = \text{conc. Molare di A})$$

ⓘ La costante di equilibrio **non mi da alcuna informazione sul meccanismo e sulla cinetica di reazione !!**

EQUILIBRIO CHIMICO

Data una generica reazione:



⚠ **Effetto della variazione di concentrazione delle specie chimiche durante una reazione:**

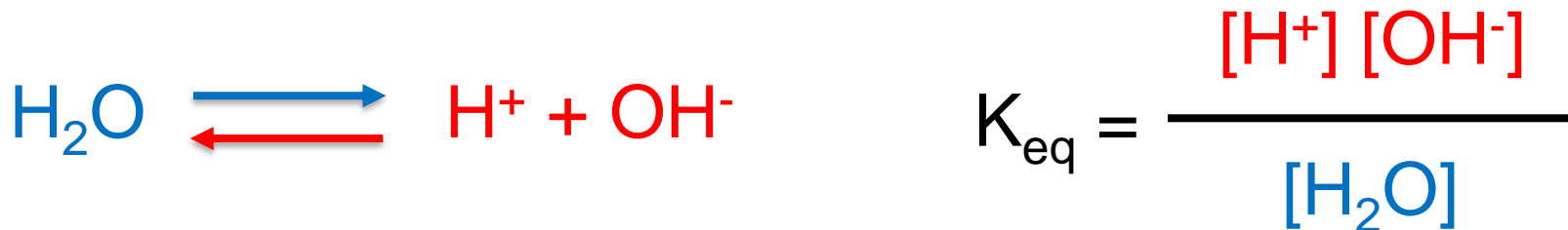
Se aggiungo ad una reazione altri prodotti o altri reagenti, il sistema ritorna all'equilibrio spontaneamente:

- **+ Reagenti** → La reazione si sposta **verso i Prodotti**
- **+ Prodotti** → La reazione si sposta **verso i Reagenti**

PRODOTTO IONICO DELL'ACQUA E PH

Ora prendiamo in considerazione una importante reazione:

La dissociazione ionica dell'acqua e scriviamone la K_c



Poiché il numero di molecole d'acqua che si dissociano è molto molto piccolo rispetto al totale, **possiamo considerare $[\text{H}_2\text{O}]$ costante (55.5M)**, ne deriva che:

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

⚠ Definiamo questo prodotto **$K_w = \text{Prodotto ionico dell'acqua}$**

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

A 25°C

$$K_w = [H^+] [OH^-] = 10^{-14}$$



Es.

Se in una soluzione $[H^+] = 10^{-5}$, quant'è la concentrazione di $[OH^-]$?

$$[H^+] [OH^-] = 10^{-14}$$

$$[OH^-] = 10^{-14} / [H^+] = 10^{-14} / 10^{-5} = 10^{-9} \text{ M}$$



Una soluzione si definisce:

- **ACIDA** $[H^+] > [OH^-]$ ($[H^+] > 10^{-7} \text{ M}$)
- **NEUTRA** $[H^+] = [OH^-]$ ($[H^+] = [OH^-] 10^{-7} \text{ M}$)
- **BASICA** $[H^+] < [OH^-]$ ($[H^+] < 10^{-7} \text{ M}$)



pH e pOH



Definiamo

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

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

siccome

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

allora

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{!} \quad \text{SEMPRE}$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ M} = 0.1 \text{ } \mu\text{M} = 0.0000001 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 7$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-6} \text{ M} = 1 \text{ } \mu\text{M} = 0.000001 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 6$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-5} \text{ M} = 10 \text{ } \mu\text{M} = 0.00001 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 5$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-4} \text{ M} = 100 \text{ } \mu\text{M} = 0.0001 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 4$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-3} \text{ M} = 1 \text{ mM} = 0.001 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 3$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-2} \text{ M} = 10 \text{ mM} = 0.01 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 2$$

$$[\text{H}^+] = 10^{-1} \text{ M} = 0.1 \text{ M} = 0.1 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 1$$

$$[\text{H}^+] = 1 \text{ M} \rightarrow \text{pH} = 0$$

pH e pOH

Definiamo

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

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

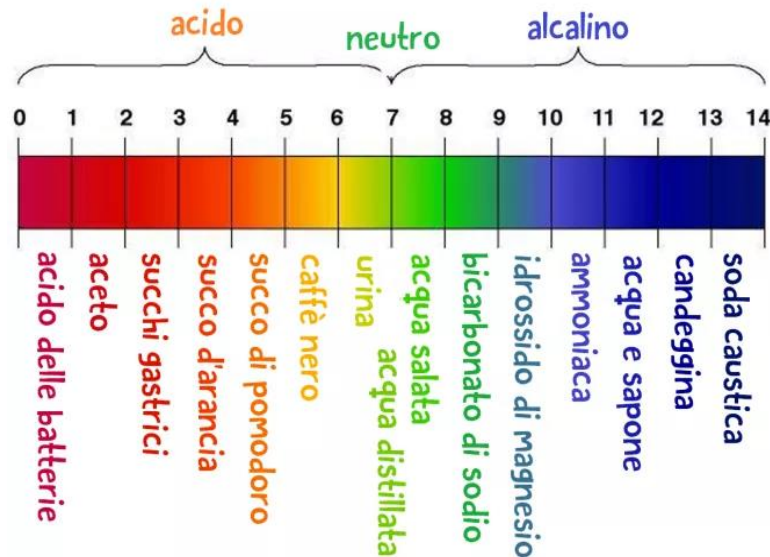
siccome

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

allora

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad \text{!} \quad \text{SEMPRE}$$

VALORI DEL pH



Nei sistemi biologici è cruciale mantenere il pH costante



Definiamo

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

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

siccome

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

allora

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



SEMPRE

Es.

Se $[\text{H}^+] = 10 \text{ mM}$, quant'è il pH e il pOH della soluzione ?

$$[\text{H}^+] = 10 \text{ mM} = 0.01 \text{ M} = 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(10^{-2}) = 2$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \rightarrow \text{pOH} = 14 - 2 = 12$$





Definizione di Arrhenius

- **Acido:** sostanza che dissociandosi in acqua rilascia ioni H^+

(es. $HCl \rightarrow H^+ + Cl^-$)

- **Base:** sostanza che dissociandosi in acqua rilascia ioni OH^-

(es. $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$)

Definizione di Brønsted e Lowry

- **Acido:** sostanza in grado di donare ioni H^+ ad un'altra

- **Base:** sostanza in grado di accettare ioni H^+ da un'altra

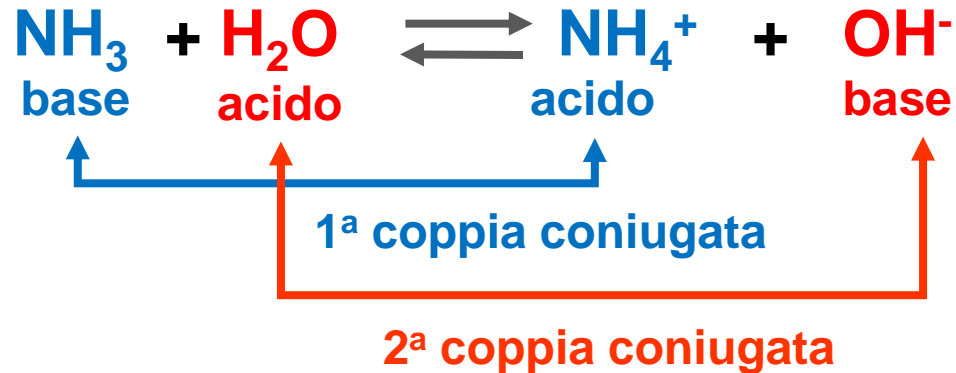
(es. $NH_3 + H^+ \rightarrow NH_4^+$)

Per capire meglio questa teoria dobbiamo introdurre il concetto di:

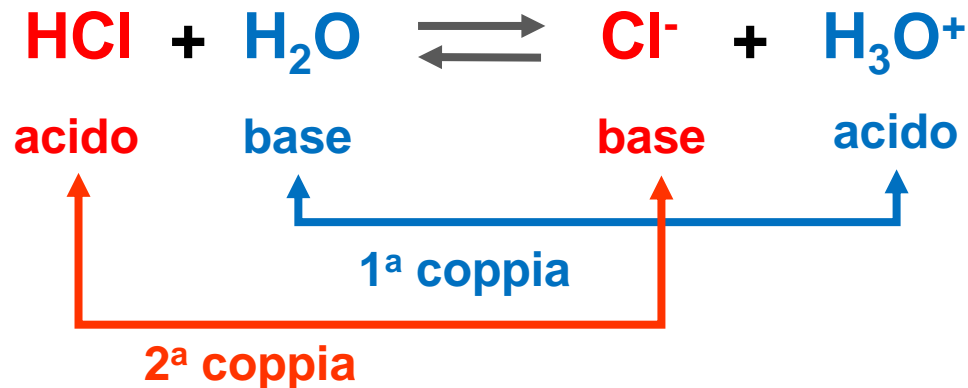
Reazione Acido-Base e di coppia Acido/Base

REZIONI ACIDO-BASE

- ! Una **REAZIONE ACIDO-BASE** è caratterizzata da **due coppie coniugate acido-base** (specie chimiche che differiscono per un solo protone):
Quindi la reazione $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ in realtà si dovrebbe scrivere:



- ! Un composto si può comportare da **acido** o **base** a seconda della specie chimica con cui reagisce



ACIDI

Cloridrico	HCl	forte, succo gastrico
Nitrico	HNO ₃	forte, caustico
Solforico	H ₂ SO ₄	forte, caustico
Fosforico	H ₃ PO ₄	debole, sangue
Borico	H ₃ BO ₃	debole, antisettico oftalmico
Carbonico	H ₂ CO ₃	debole, nel sangue è in equilibrio con l'anidride carbonica (CO ₂)
Acetico	CH ₃ COOH	debole

Proprietà generali:

- Attaccano fibre vegetali, animali e sintetiche
- Corrosivi (attaccano tessuti animali)
- Conservanti (acido citrico) per effetto antibatterico
- Acido cloridrico (stomaco) per digestione proteine

BASI

idrossido di sodio	NaOH	base forte, caustico
idrossido di potassio	KOH	base forte, caustico
idrossido di calcio	Ca(OH) ₂	base forte poco solubile, caustico
idrossido di magnesio	Mg(OH) ₂	base forte poco solubile, antiacido
idrossido di alluminio	Al(OH) ₃	base poco solubile, antiacido
Ammoniaca	NH ₃	base debole, prodotto metabolismo, tossica

Proprietà generali:

- Caustiche → provocano ustioni (attaccano tessuti animali)
- Sciogliono i grassi (reagiscono con gli acidi grassi: saponificazione)
- Antiacidi commerciali (maalox-idrossido di alluminio e magnesio)

! ACIDI E BASI FORTI

In soluzione acquosa si **dissociano *completamente*** ($\alpha=1$)



! ACIDI E BASI DEBOLI

In soluzione acquosa si **dissociano *parzialmente*** ($\alpha < 1$)



⚠ **ACIDI E BASI FORTI:** poiché gli acidi e le basi forti dissociano completamente, la concentrazione di $[H^+]$ o di $[OH^-]$ sarà uguale alla concentrazione dell'acido o della base forte aggiunta



$$[H^+]_{\text{tot}} = [A^-] = [AH] \text{ aggiunto}$$



$$[OH^-]_{\text{tot}} = [B^+] = [BOH] \text{ aggiunta}$$

Es. 1

Quale è il pH di una soluzione 30 μM di HCl?

$$[H^+] = [HCl] = 30 \mu\text{M} = 0.00003 \text{ M} = 3 \times 10^{-5}$$

$$\text{pH} = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10}(3 \times 10^{-5}) = \mathbf{4.52}$$

Es. 2

Quale è il pH di una soluzione 20 mM di $\text{Ba}(\text{OH})_2$?

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

$$\text{pOH} = -\log_{10}(4 \times 10^{-2}) = 1.4$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = \mathbf{12.6}$$



CALCOLO DEL pH DI SOLUZIONI DI ACIDI E BASI

⚠ **ACIDI E BASI DEBOLI:** poiché gli acidi e le basi deboli NON dissociano completamente, la concentrazione di $[H^+]$ o di $[OH^-]$ sarà uguale alla concentrazione dell'acido o della base debole dissociata → **dobbiamo considerare l'equilibrio di dissociazione**



$$K_A = [H^+][A^-] / [HA]_{eq}$$



$$K_A = [H^+][A^-] / [HA]_{in}$$



$$K_A = [H^+]^2 / [HA]_{in} \rightarrow$$

all'equilibrio $[HA]_{eq} = [HA]_{iniziale} - [A^-]$
ma per un acido debole $[A^-] \ll [HA]_{iniziale}$
Quindi si può trascurare e considerare
 $[HA]_{eq} \approx [HA]_{iniziale}$

all'equilibrio $[H^+] = [A^-]$

$$[H^+] = \sqrt{K_A [HA]}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_B [BOH]}$$



CALCOLO DEL pH DI SOLUZIONI DI ACIDI E BASI

❗ **ACIDI E BASI DEBOLI:** → dobbiamo considerare la **costante di dissociazione** cioè la K_A o K_B , oltre alla **concentrazione molare iniziale** dell'acido o della base debole: C_A e C_B

$$[H^+] = \sqrt{K_A C_A}$$

$$[OH^-] = \sqrt{K_B C_B}$$

Es. 1

Quale è il pH di una soluzione 0.1M di acido acetico ($K_a = 1.8 \times 10^{-5}$ M a 25°C)?

$$[H^+] = \sqrt{K_A C_A} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 0.1} = 1.34 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log_{10} (1.34 \times 10^{-3}) = 2.87$$

Es. 2

Quale è il pH di una soluzione 0.01M di ammoniaca ($K_b = 1.8 \times 10^{-5}$ M a 25°C)?

$$[OH^-] = \sqrt{K_B C_B} = \sqrt{1.8 \times 10^{-5} \times 10^{-2}} = 4.24 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log_{10} (4.24 \times 10^{-4}) = 3.37$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 10.63$$



MISURE DI PH IN LABORATORIO



Ph-ametro:

Misura QUANTITATIVA

Da bancone o portatile:

Bisogna sempre calibrarlo prima dell'uso

Cartine tornasole:

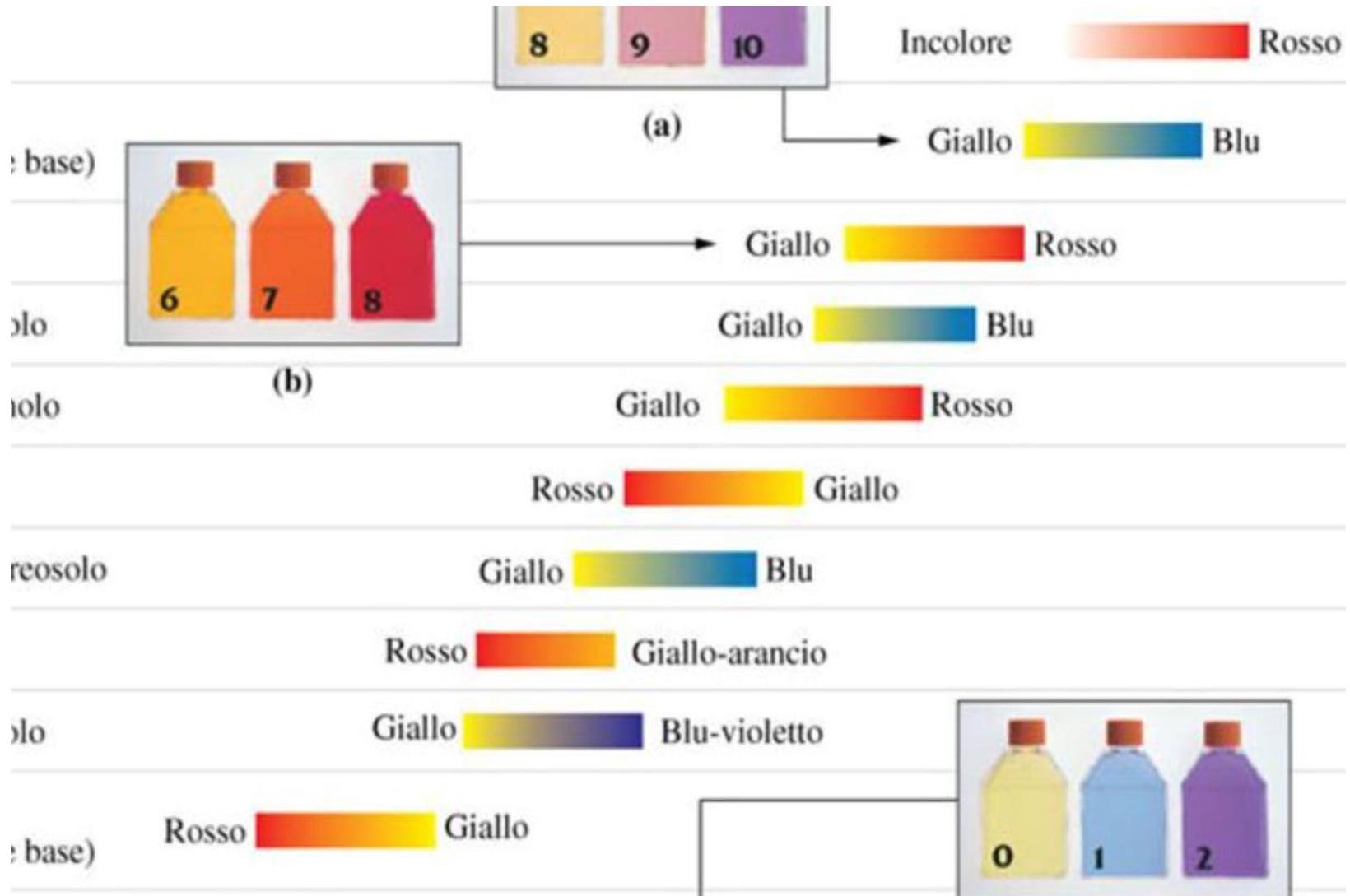
Misura SEMI-QUANTITATIVA

Si colorano diversamente a seconda del pH. Si basano sugli indicatori di pH



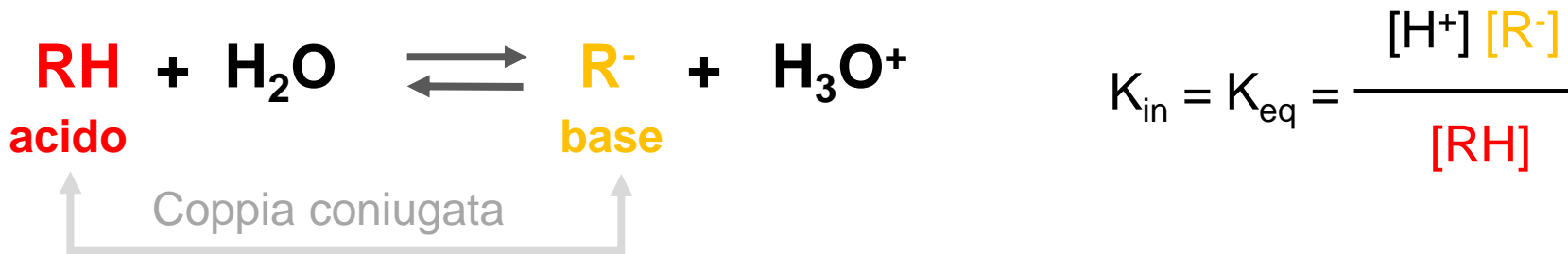
INDICATORI DI PH

⚠ Gli indicatori di pH sono acidi o basi deboli le cui coppie coniugate hanno colori diversi e che quindi cambiano colore a seconda del valore di pH



INDICATORI DI PH

Consideriamo la reazione di un **generico indicatore**. Esso si comporta da **acido debole**



Possiamo distinguere 3 casi

$$[\text{R}^-] < [\text{RH}] \rightarrow \text{pH} < \text{p}K_{\text{in}}$$

Prevale **RH** (colore dell'acido)

$$[\text{R}^-] = [\text{RH}] \rightarrow \text{pH} = \text{p}K_{\text{in}}$$

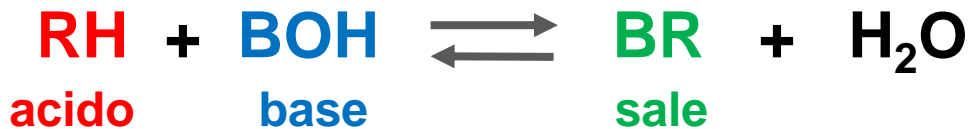
Punto di Viraggio (nessun colore prevalente)

$$[\text{R}^-] > [\text{RH}] \rightarrow \text{pH} > \text{p}K_{\text{in}}$$

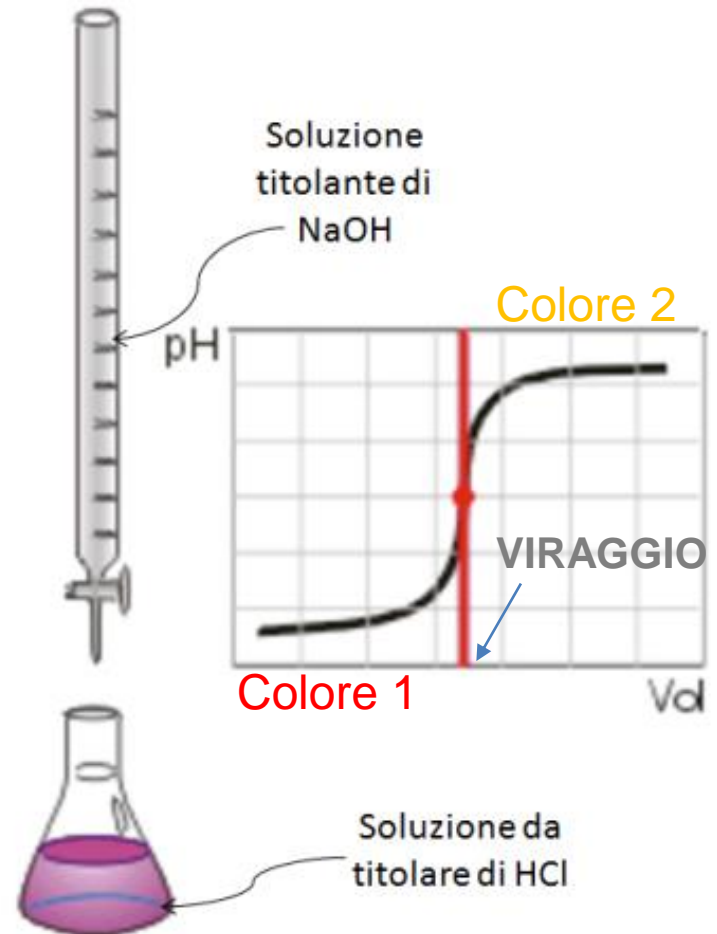
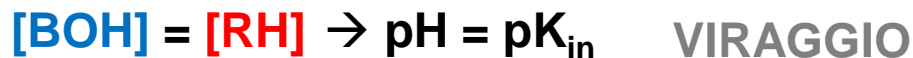
Prevale **R⁻** (colore della base coniugata)

TITOLAZIONI ACIDO-BASE

Per **titolazione** si intende la determinazione sperimentale del titolo (concentrazione) incognito di una soluzione acida (o basica) mediante l'aggiunta di un volume noto di una base (o acido) a concentrazione nota, in presenza di un indicatore di pH.



Possiamo distinguere 3 casi



PROPRITA' ACIDO BASE DEI SALI: IDROLISI SALINA



Quando un sale si dissocia **gli ioni che lo compongono possono reagire con l'acqua (idrolisi) che può comportarsi da acido o da base donando allo ione un H^+ oppure un OH^-** . In questo caso si parla di idrolisi acida (se lo ione acquista OH^-) o basica (se lo ione acquista H^+)



C^+ lega un ione idrossido (OH^-)
L'idrolisi di C^+ provoca un aumento della concentrazione di H^+ → **IDROLISI ACIDA**

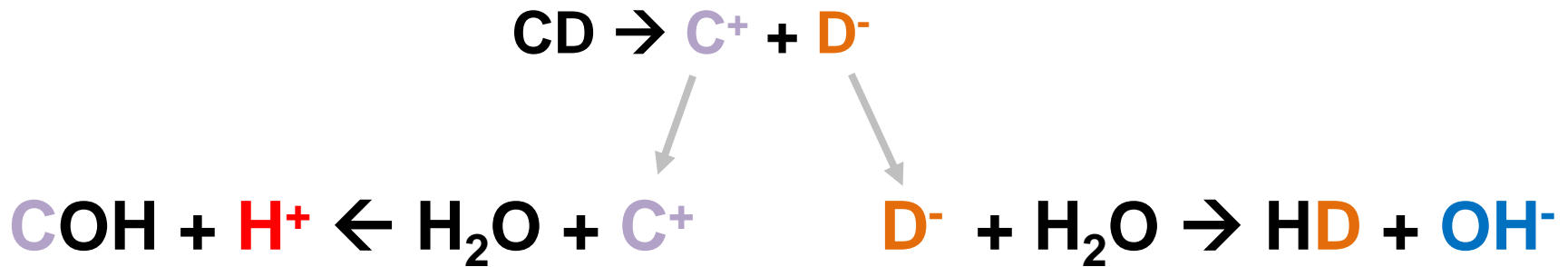


D^- lega un ione idrossido (OH^-)
L'idrolisi di D^- provoca un aumento della concentrazione di OH^- → **IDROLISI BASICA**

PROPRITA' ACIDO BASE DEI SALI: IDROLISI SALINA



Quando un sale si dissocia **gli ioni che lo compongono possono reagire con l'acqua (idrolisi) che può comportarsi da acido o da base donando allo ione un H^+ oppure un OH^-** . In questo caso si parla di idrolisi acida (se lo ione acquista OH^-) o basica (se lo ione acquista H^+)



C^+ e COH come anche D^- e HD sono coppie acido-base coniugate:

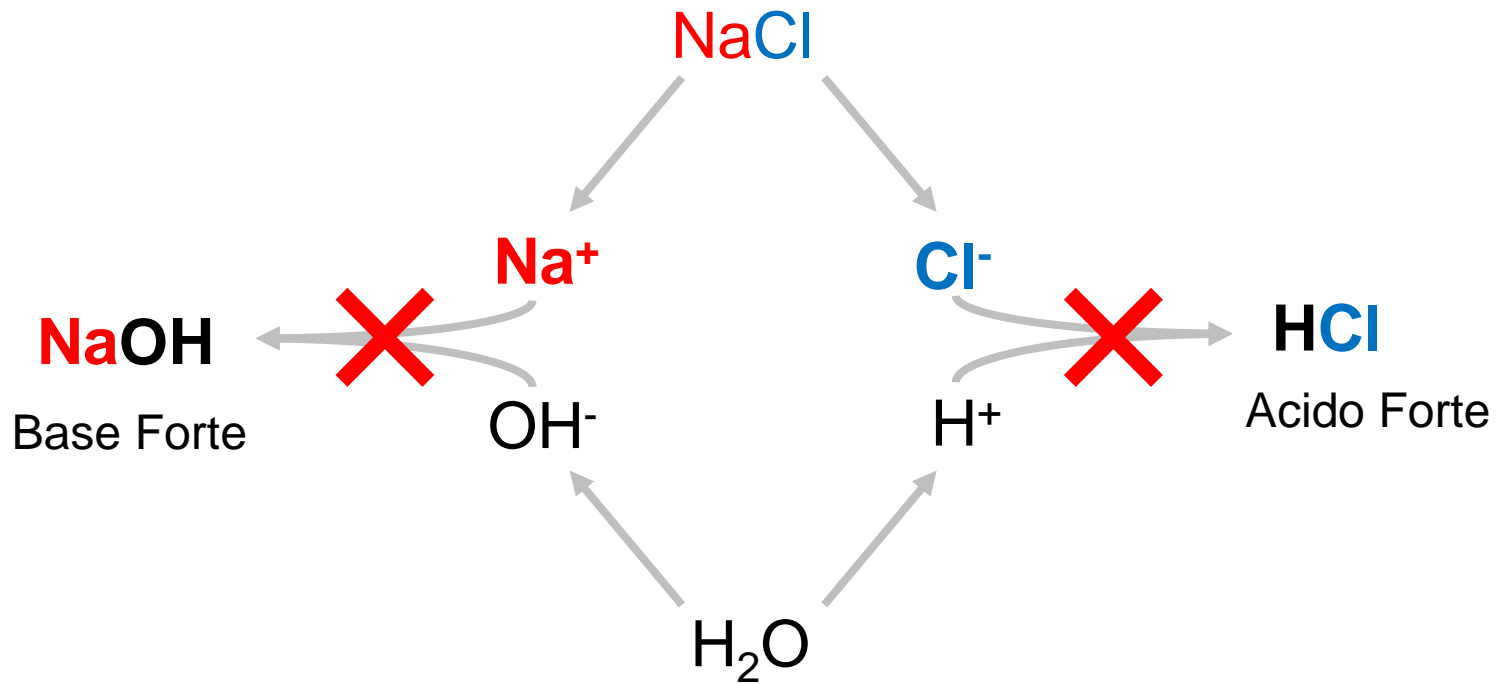
Per ogni coppia coniugata acido base sussiste la seguente relazione:



$$K_a K_b = K_w$$

Distinguiamo **4 casi possibili** a seconda della forza dell'acido e della base che hanno originato il sale:

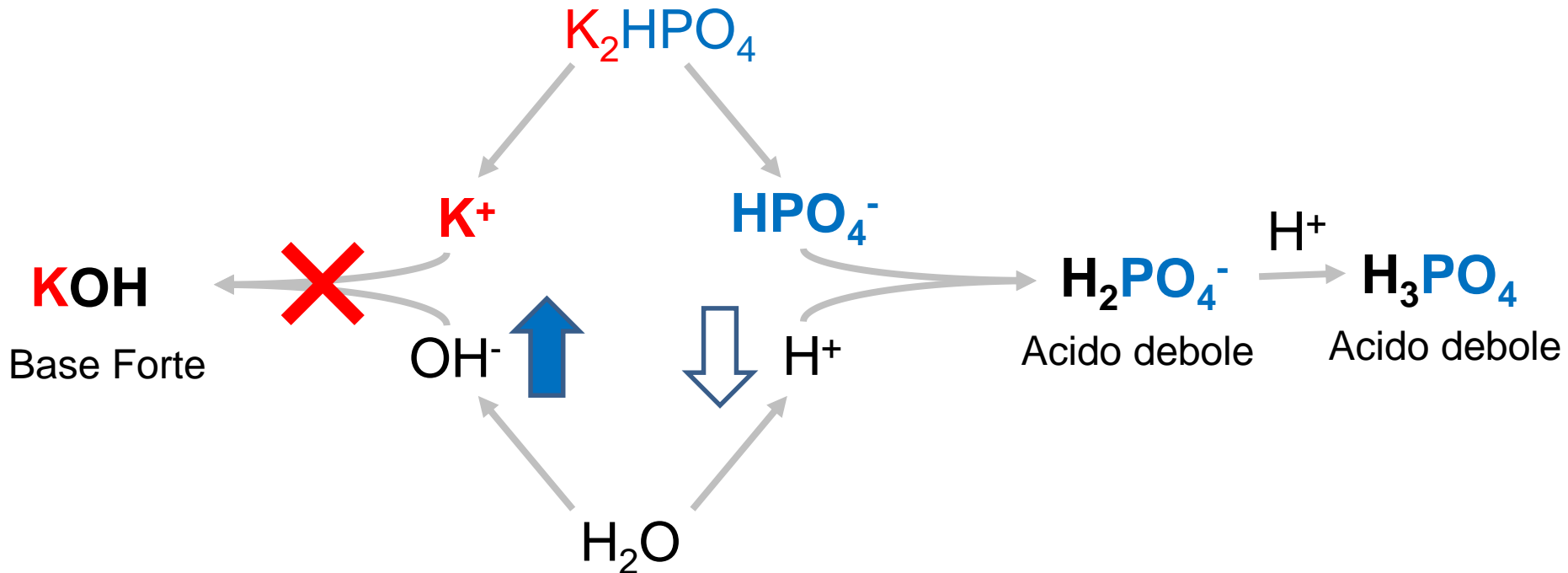
- 1 Sale NEUTRO:** derivante da **acido forte + base forte**
Nessuna idrolisi → pH invariato



PROPRITA' ACIDO BASE DEI SALI: IDROLISI SALINA

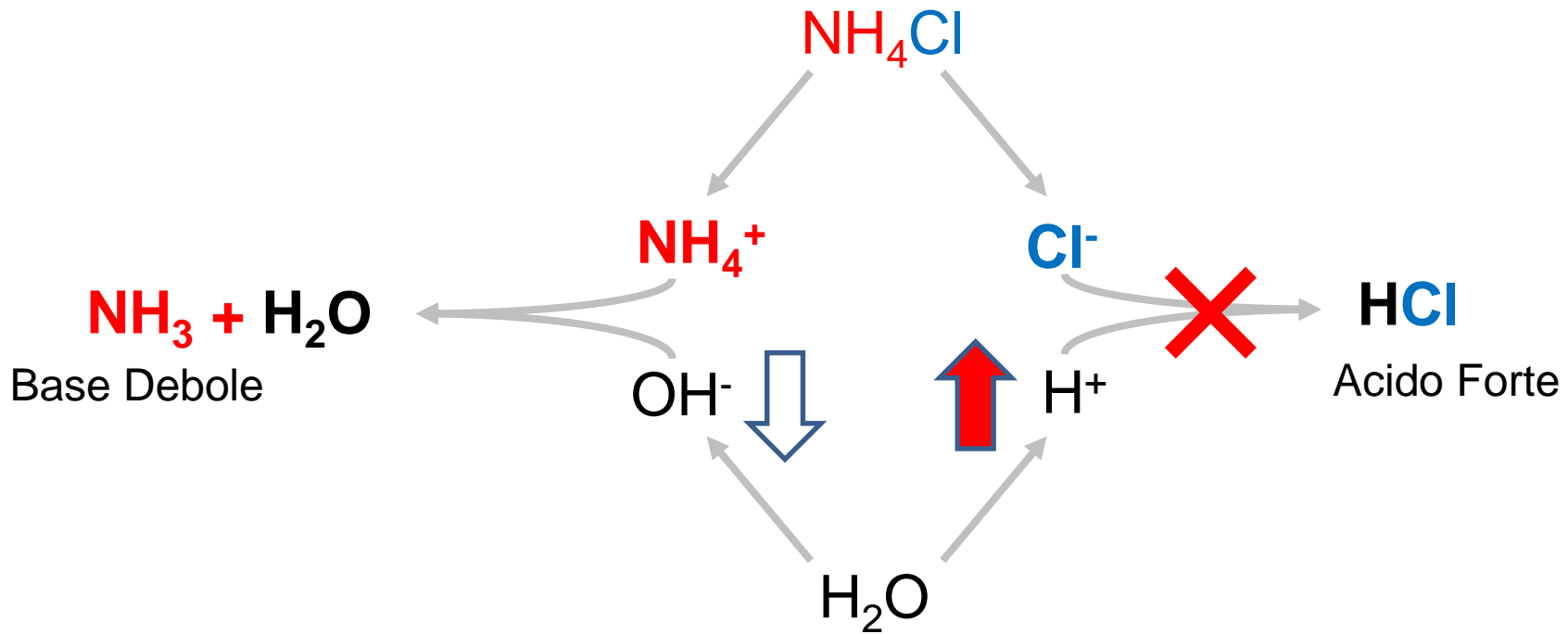
Distinguiamo 4 casi possibili a seconda della forza dell'acido e della base che hanno originato il sale:

2 Sale **BASICO**: derivante da **acido debole + base forte**
Idrolisi basica → aumento del pH



Distinguiamo 4 casi possibili a seconda della forza dell'acido e della base che hanno originato il sale:

3 Sale ACIDO: derivante da **acido forte + base debole** **Idrolisi acida** → **diminuzione del pH**



Distinguiamo 4 casi possibili a seconda della forza dell'acido e della base che hanno originato il sale:

4 **Sale** : derivante da **acido debole + base debole**
idrolisi acida o basica a seconda dei valori di K_a e K_b

PROPRITA' ACIDO BASE DEI SALI: IDROLISI SALINA

Alcuni ioni comuni classificati secondo le loro caratteristiche acido-base

Ioni	Neutri		Basici		Acidi	
Anioni	Cl^-	NO_3^-	Ac^-	CN^-	HSO_4^-	
	Br^-	ClO_4^-	F^-	NO_2^-	H_2PO_4^-	
	I^-	SO_4^{2-}	CO_3^{2-}	HCO_3^-		
			S^{2-}	HS^-		
			PO_4^{3-}	HPO_4^{2-}		
Cationi	Li^+	Ca^{2+}			Mg^{2+}	Al^{3+}
	Na^+	Ba^{2+}			NH_4^+	
	K^+				ioni dei metalli di transizione	