

ZANICHELLI

Jay Phelan

Maria Cristina Pignocchino

Scopriamo la chimica e le scienze della Terra

Capitolo C5

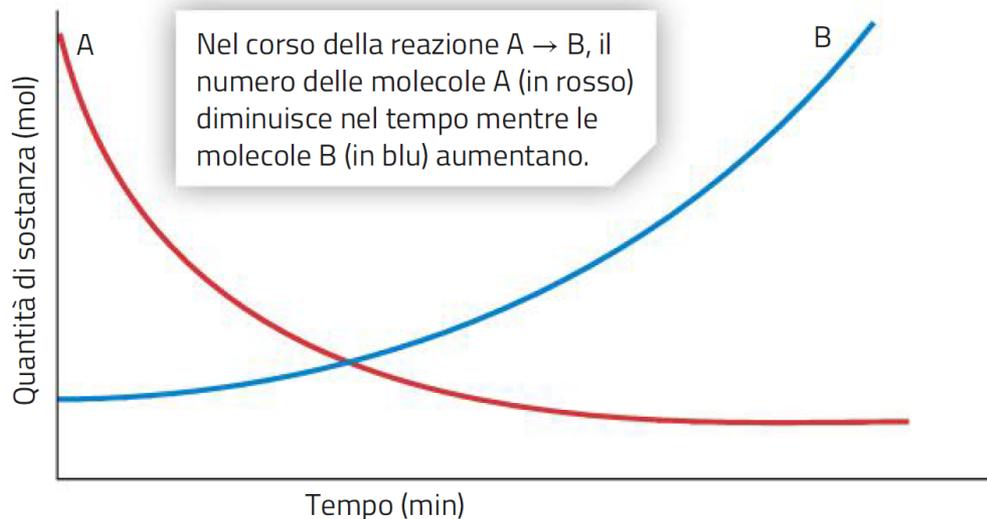
Gli acidi, le basi e l'elettrochimica

La velocità di reazione /1

La **velocità di una reazione** è la velocità di trasformazione dei reagenti nei prodotti.

variazione della concentrazione
di un reagente (o di un prodotto)

$$\text{velocità di reazione} = \frac{\text{variazione della concentrazione di un reagente (o di un prodotto)}}{\text{intervallo di tempo}}$$



La velocità di reazione in genere si riduce col diminuire della concentrazione dei reagenti.

La velocità di reazione /2

La velocità di reazione dipende soprattutto da:

- **natura chimica** dei reagenti (*energia di attivazione*);
- **stato fisico** dei reagenti.

È possibile accelerare le reazioni aumentando:

- **concentrazione** dei reagenti (se liquidi o gassosi);
- superficie di contatto dei reagenti (se solidi);
- **temperatura**.

L'energia di attivazione /1

La quantità di energia necessaria per rompere i legami che uniscono gli atomi o gli ioni dei reagenti è detta **energia di attivazione**.

Il valore dell'energia di attivazione è tanto più elevato quanto più sono forti i legami che si devono spezzare.

L'energia di attivazione è una sorta di **barriera energetica** che condiziona la velocità di reazione: solo le particelle che la superano possono reagire e trasformarsi in prodotti.

L'energia di attivazione /2

Per rompere i legami esistenti è necessario che le particelle dei reagenti entrino in contatto diretto, urtandosi.

Gli **urti** sono **efficaci** solo se le particelle:

- si scontrano a sufficiente velocità (energia cinetica);
- sono orientate nel modo corretto.

L'**energia di attivazione** è l'energia cinetica totale che le particelle devono possedere affinché avvenga la reazione.

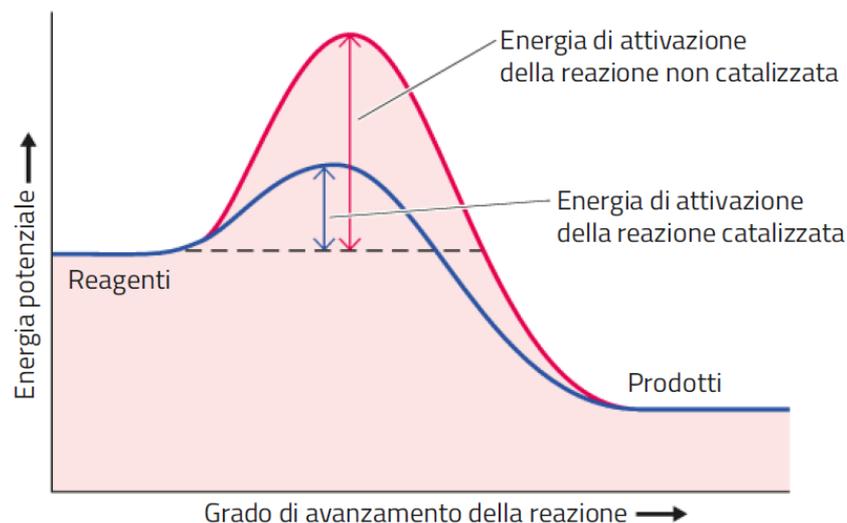
Incrementando la temperatura (energia termica), la velocità di reazione cresce perché aumenta il numero di molecole con energia cinetica pari a quella di attivazione.

L'energia di attivazione /3

Catalizzatore → sostanza che abbassa l'energia di attivazione di una determinata reazione chimica.

Inibitore → sostanza che rallenta una determinata reazione chimica.

Sia catalizzatori che inibitori restano inalterati durante la reazione.



Le reazioni esotermiche e le reazioni endotermiche

Reazione esoergonica: l'energia di attivazione è inferiore all'energia liberata quando si formano i prodotti;

Reazione endoergonica: l'energia di attivazione è superiore all'energia liberata .

Quando la reazione comporta un aumento o una diminuzione di temperatura dell'ambiente si parla di **calore di reazione (Q)**, misurato in *joule* o *calorie*.

reazioni esotermiche:

reazioni endotermiche:

reagenti \rightarrow prodotti + Q

Q + reagenti \rightarrow prodotti

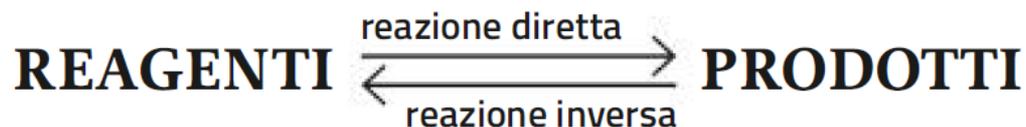
Le reazioni reversibili e l'equilibrio chimico /1

Talvolta le reazioni si arrestano quando almeno uno dei reagenti è stato del tutto consumato (**reazioni complete**).

Più frequentemente le reazioni si arrestano prima che i reagenti siano del tutto scomparsi (**reazioni incomplete**).

Le reazioni incomplete sono reversibili.

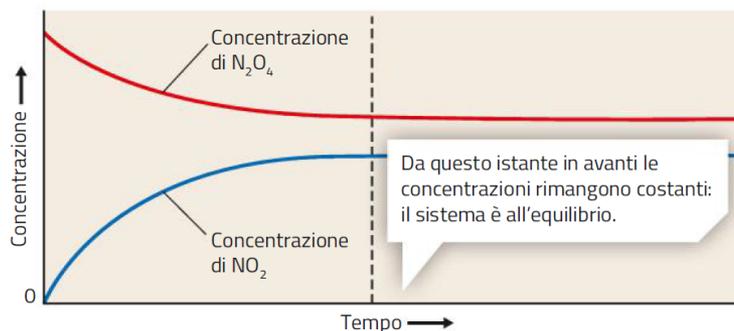
Reazione reversibile: trasformazione in cui i reagenti possono trasformarsi in prodotti e i prodotti possono trasformarsi nei reagenti.



Le reazioni reversibili e l'equilibrio chimico /2

La reazione *diretta* e quella *inversa* possono svolgersi contemporaneamente, formando una **miscela di reazione**, in cui coesistono reagenti e prodotti.

Una reazione reversibile è all'**equilibrio chimico** se le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti nella miscela di reazione non si modificano più.



L'equilibrio chimico è *dinamico*: le due reazioni procedono contemporaneamente, ma alla stessa velocità ($v_d = v_i$).

L'equilibrio chimico si può modificare /1

L'**equilibrio di una reazione** viene perturbato quando interviene un fattore esterno che rende la velocità della reazione diretta diversa da quella della reazione inversa.

L'equilibrio si può modificare:

1. aumentando o diminuendo la temperatura;
2. introducendo o togliendo una certa quantità di reagente o di prodotto;
3. variando la pressione o il volume dei gas del sistema.

L'equilibrio chimico si può modificare /2

Principio dell'equilibrio mobile (Le Châtelier, 1888):
quando un sistema all'equilibrio viene perturbato dall'esterno, si modifica in modo da opporsi all'alterazione imposta e da minimizzarne gli effetti, raggiungendo, se possibile, un nuovo stato di equilibrio.

1 volume $\text{N}_2\text{O}_4(g) \rightleftharpoons 2\text{NO}_2(g)$ 2 volumi
incolore rosso bruno



Il sistema è all'equilibrio e il suo colore è rosso bruno, perché al suo interno sono presenti molecole di NO_2 e di N_2O_4 .

Se si sposta il pistone riducendo il volume (aumento di pressione) il colore diventa più chiaro perché aumentano le molecole N_2O_4 (incolori) e diminuiscono le molecole NO_2 (rosse).

Le proprietà delle soluzioni acide e basiche

Caratteristiche di una soluzione acida

conduce la corrente elettrica

ha sapore agro e odore pungente

è corrosiva

fa virare al rosso il colore di una cartina tornasole



Caratteristiche di una soluzione basica

conduce la corrente elettrica

ha sapore amaro

è viscosa al tatto e spesso ustionante

fa virare al blu il colore di una cartina tornasole

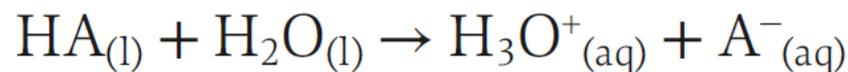


Mescolando un acido e un base avviene sempre una reazione detta **neutralizzazione**, che produce un sale; in questo caso la soluzione perde parzialmente o totalmente sia le proprietà acide sia quelle basiche.

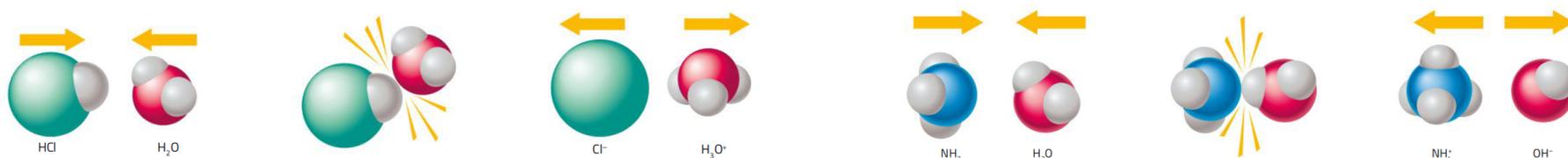
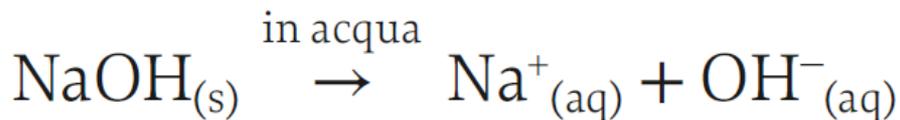
Gli acidi e le basi interagiscono con l'acqua

Acidi e basi interferiscono con l'equilibrio della reazione di autoionizzazione dell'acqua.

Gli **acidi** (HA) nell'acqua provocano un aumento della concentrazione degli ioni H_3O^+ .



Le **basi** nell'acqua provocano un aumento della concentrazione degli ioni OH^- .

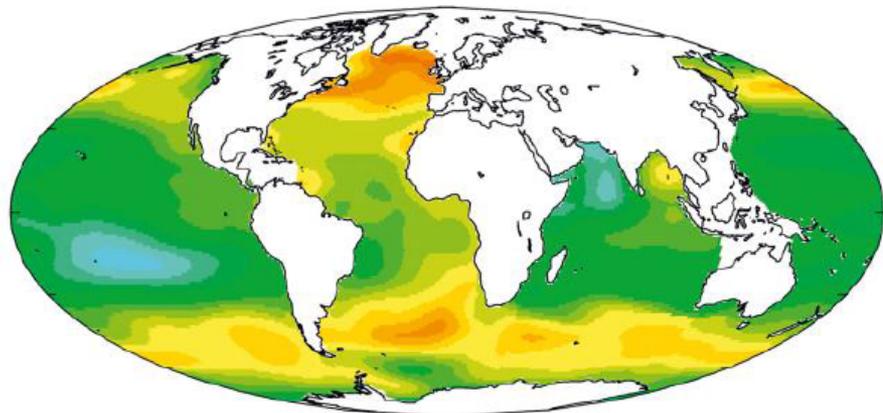


L'acidificazione degli oceani

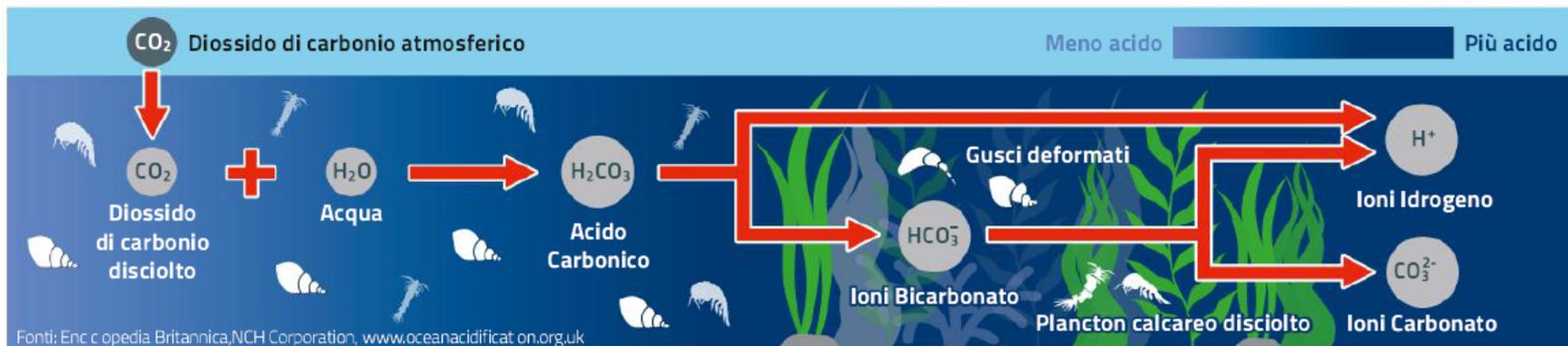
Le emissioni da parte dell'uomo di diossido di carbonio nell'atmosfera finiscono per almeno **un quarto** negli oceani, trasformandosi in acido carbonico e causando la **diminuzione del pH dei mari** con il conseguente aumento della loro acidità.

Tra il 1700 e il 1990

Diminuzione del pH della superficie marina causato da CO₂ di origine antropogenica.

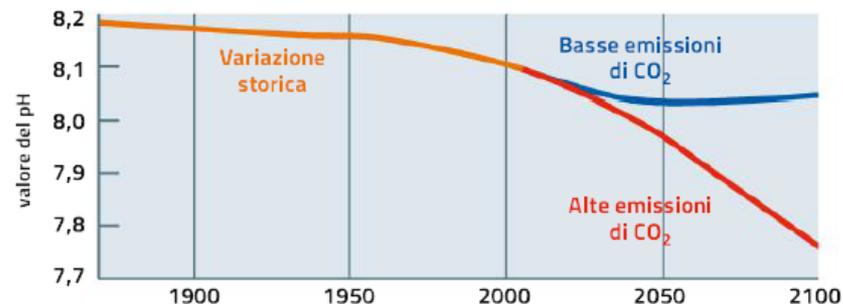


La reazione chimica



La storia e le proiezioni

La variazione globale di pH degli oceani dal 1870 a oggi e una proiezione del possibile andamento in caso di alte o basse emissioni di CO₂.



Principali conseguenze

Sbiancamento coralli



Scioglimento plancton calcareo



Indebolimento gusci di conchiglie e molluschi



1. Com'è variato il pH degli oceani a partire dal 1900 a oggi?
2. Quali sono i principali effetti dell'abbassamento del pH marino?

Il pH delle soluzioni

Il grado di acidità o basicità di una soluzione si misura con una grandezza chiamata **pH**, un parametro che dipende dalla concentrazione degli ioni H_3O^+ .

$[\text{H}_3\text{O}^+]$	10^1	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}	10^{-15}
pH	-1	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
$[\text{OH}^-]$	10^{-15}	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0	10^1

$[\text{H}_3\text{O}^+]$ indica la concentrazione degli ioni idronio ed è espressa in mol/L.
 $[\text{OH}^-]$ indica la concentrazione degli ioni ossidrile ed è espressa in mol/L.



La forza degli acidi e delle basi /1

Acido forte
Base forte

} si ionizza totalmente

Acido debole
Base debole

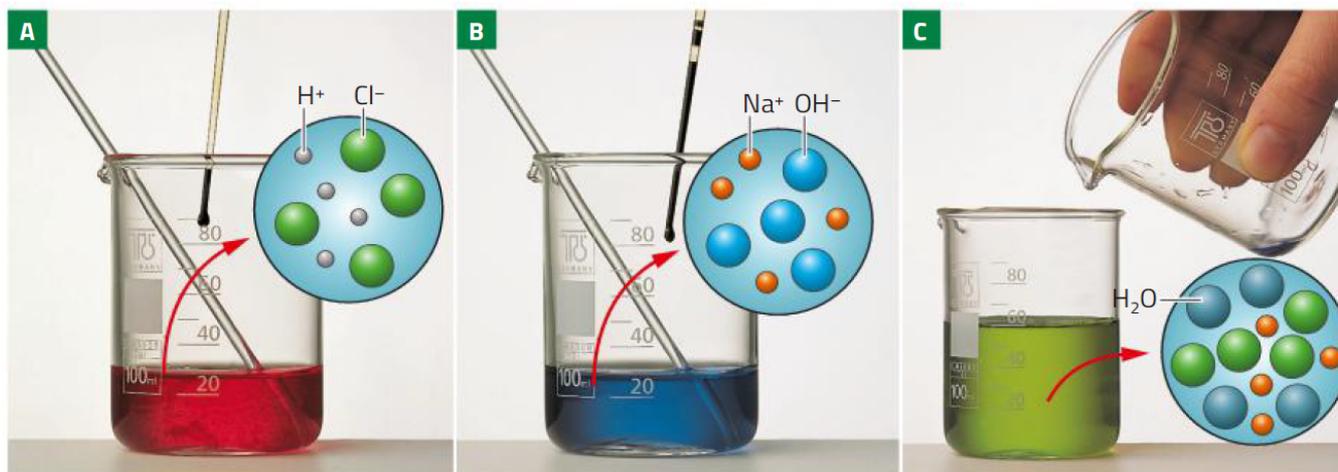
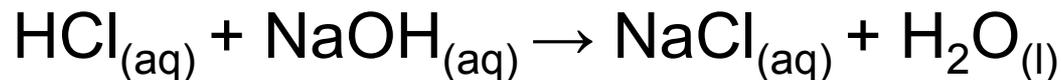
} si ionizza parzialmente

Acidi forti				Basi forti (idrossidi metallici solubili)			
$\text{HCl}_{(aq)}$	acido cloridrico	$\text{HNO}_3_{(aq)}$	acido nitrico	<i>Gruppo IA</i>		<i>Gruppo IIA</i>	
$\text{HBr}_{(aq)}$	acido bromidrico	$\text{H}_2\text{SO}_4_{(aq)}$	acido solforico	LiOH	idrossido di litio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	idrossido di calcio
$\text{HI}_{(aq)}$	acido iodidrico	$\text{HClO}_4_{(aq)}$	acido perclorico	NaOH	idrossido di sodio	$\text{Sr}(\text{OH})_2$	idrossido di stronzio
				KOH	idrossido di potassio	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	idrossido di bario

La forza degli acidi e delle basi /2

La forza e la concentrazione degli acidi e delle basi sono importanti anche quando si studiano le reazioni di **neutralizzazione**, che si rappresentano così:

acido + base \rightarrow sale + acqua

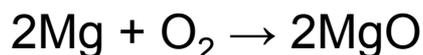


Le reazioni di ossidoriduzione

Molte reazioni comportano il trasferimento di uno o più elettroni da una specie chimica a un'altra: queste reazioni sono chiamate **ossidoriduzioni** o **redox**.

Ossidazione → perdita di elettroni.

Riduzione → acquisto di elettroni.

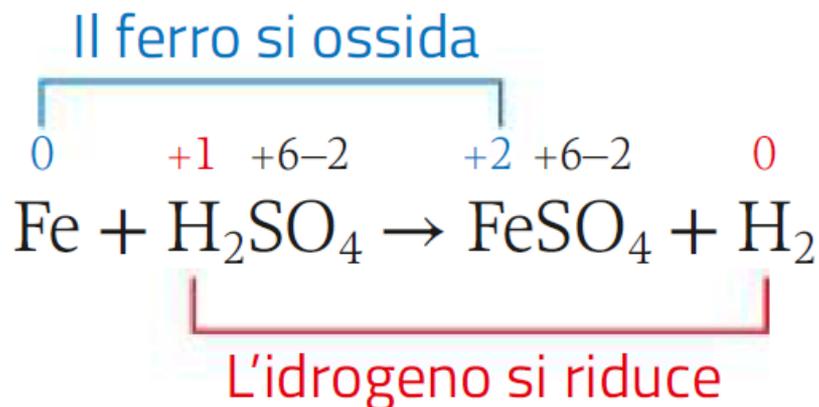


Reazione redox: $2\text{Mg}_{(s)}^{(0)} + \text{O}_{2(g)}^{(0)} \rightarrow 2\text{MgO}_{(s)}^{(+2)(-2)}$		
Elemento	Mg ⁽⁰⁾	O ₂ ⁽⁰⁾
Che cosa fa?	Si ossida a Mg ⁽⁺²⁾ Riduce O ₂	Si riduce a O ⁽⁻²⁾ Ossida Mg
Che cosa rappresenta?	L'agente riducente La forma ridotta coniugata di Mg ⁽⁺²⁾	L'agente ossidante La forma ossidata coniugata di O ⁽⁻²⁾
Come varia il suo numero di ossidazione?	Aumenta	Diminuisce

Come si riconosce una redox /1

L'**ossidazione** comporta un **aumento** del numero di ossidazione; la **riduzione** al contrario comporta una **diminuzione** del numero di ossidazione.

Per verificare se la reazione è una redox, assegniamo i numeri di ossidazione a tutti gli atomi dei reagenti e dei prodotti (ricordando che si considera il singolo atomo):

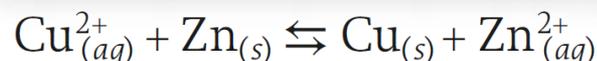


Come si riconosce una redox /2

Alcune redox sono spontanee mentre altre avvengono solo grazie a un intervento esterno.

Quando poniamo una lamina di zinco (Zn) in una soluzione che contiene ioni Cu^{2+} avviene una reazione reversibile.

La reazione diretta è spontanea.



La reazione inversa non è spontanea.

A temperatura ambiente, l'equilibrio di questa reazione è decisamente **spostato verso destra**: il potere ossidante di Cu^{2+} è superiore rispetto a quello di Zn^{2+} .

La pila Daniell /1

Le reazioni di ossidoriduzione spontanee sono esoergoniche.

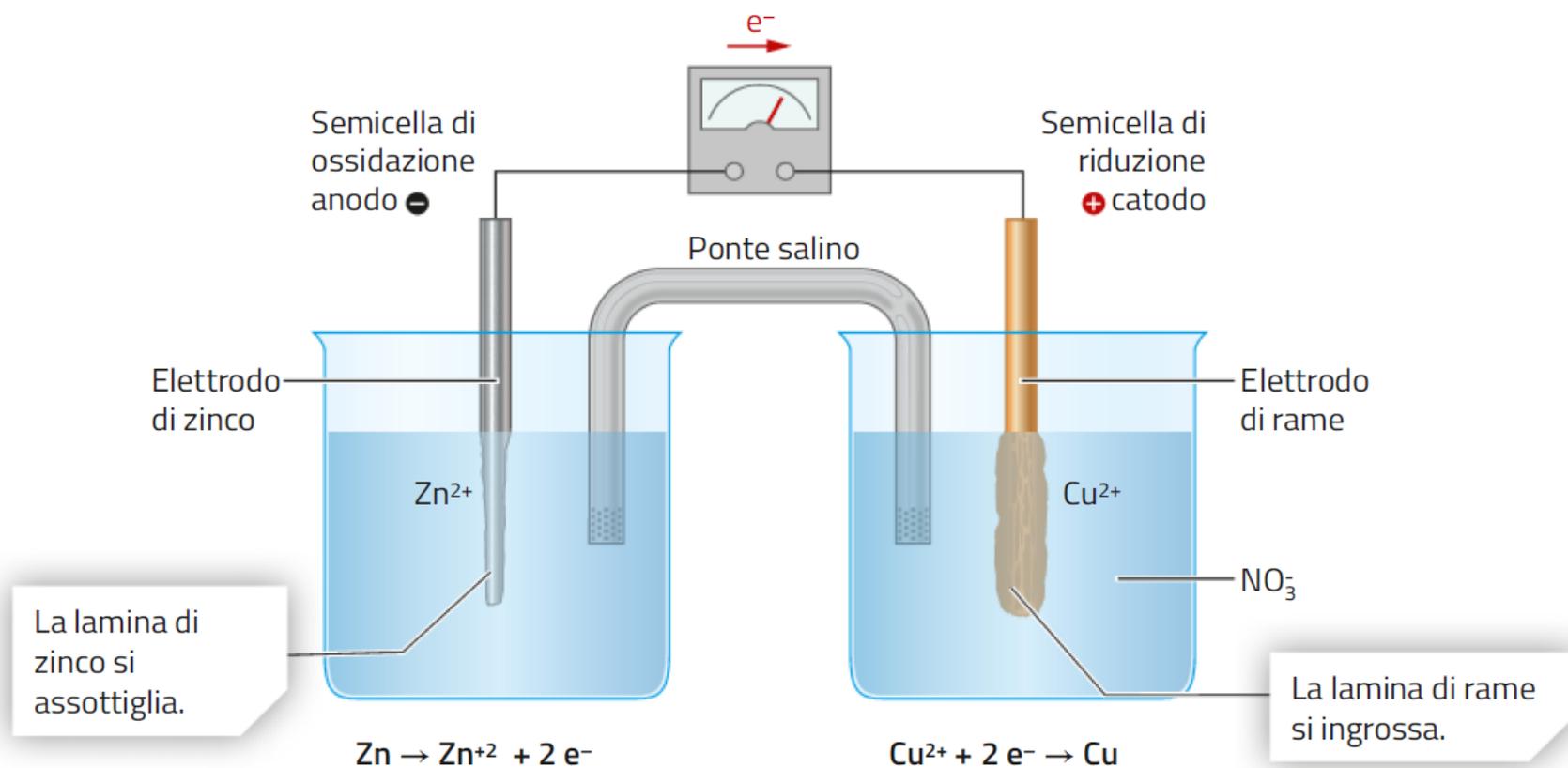
Pila o cella galvanica → dispositivo che sfrutta l'energia prodotta in una reazione di ossidoriduzione spontanea per generare corrente elettrica.

Un esempio è la **pila Daniell**, costituita da due **semipile** ciascuna delle quali contiene una soluzione salina e una lamina metallica chiamata **elettrodo**.

Anodo → elettrodo sul quale avviene l'ossidazione (–).

Catodo → elettrodo sul quale avviene la riduzione (+).

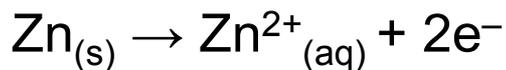
La pila Daniell /2



La pila Daniell /3

Una semicella contiene un elettrodo di zinco immerso in una soluzione di solfato di zinco; l'altra contiene un elettrodo di rame immerso in una soluzione di solfato di rame.

Quando si collegano i due elettrodi mediante un filo metallico, nel filo passa corrente elettrica. Il flusso di corrente si genera perché sui due elettrodi avvengono separatamente le semireazioni di ossidazione e di riduzione:



Gli ioni Zn^{2+} passano in soluzione, mentre gli elettroni liberati sull'elettrodo si muovono nel filo metallico verso l'elettrodo di rame, che funge da catodo.

La cella elettrolitica /1

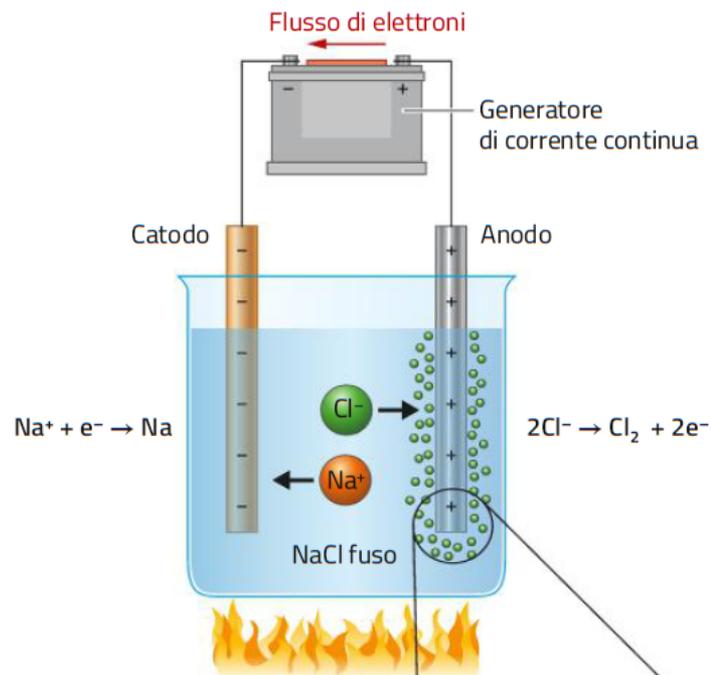
Elettrolisi → fenomeno per cui, grazie alla corrente elettrica, si realizza una reazione di ossidoriduzione non spontanea in una soluzione elettrolitica o in un composto ionico fuso.

L'elettrolisi si realizza grazie alla **cella elettrolitica**.

Una cella elettrolitica è costituita da un unico contenitore in cui due elettrodi inerti sono immersi nella soluzione e collegati a un generatore di corrente continua.

La corrente, al contrario di quanto accade in una pila, è generata all'esterno della cella. Gli elettroni sono costretti a passare da una specie chimica all'altra nel verso contrario rispetto alla loro tendenza spontanea.

La cella elettrolitica /2



All'anodo gli atomi Cl si combinano fra loro per formare molecole di cloro gassoso Cl_2 , mentre gli ioni Cl^- , a contatto con l'anodo, perdono elettroni e diventano atomi Cl.

