

# LEZIONE 4

## REAZIONI CHIMICHE, REDOX E NON REDOX

### Obiettivi di Apprendimento

*Al termine della lezione gli studenti saranno in grado di:*

- **Comprendere** cosa sono le reazioni chimiche e come vengono rappresentate tramite equazioni
- **Distinguere** tra reagenti e prodotti
- **Conoscere** i principi di conservazione della massa e della carica
- **Definire** l'equilibrio chimico e comprenderne la natura dinamica
- **Conoscere** il concetto di numero di ossidazione
- **Distinguere** tra reazioni redox e non redox



# EQUAZIONI CHIMICHE



Quando il carbone brucia reagendo con l'ossigeno presente nell'aria, si forma anidride carbonica e si libera energia. Per descrivere questa reazione, vengono utilizzati i seguenti simboli e le seguenti formule:



La freccia indica la direzione della reazione. Le sostanze che reagiscono sono chiamate **reagenti** e sono scritte sulla sinistra dell'equazione. Le sostanze che si formano dalla reazione sono chiamate **prodotti** e si scrivono sulla destra dell'equazione.

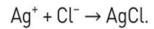


L'energia coinvolta nella reazione viene rappresentata sulla destra se viene prodotta (reazioni esotermiche o esoergoniche, si noti che i due termini non sono sinonimi) e sulla sinistra se occorre somministrarla ai reagenti della reazione (reazioni endotermiche o endoergoniche, anche in questo caso i due termini non sono sinonimi).

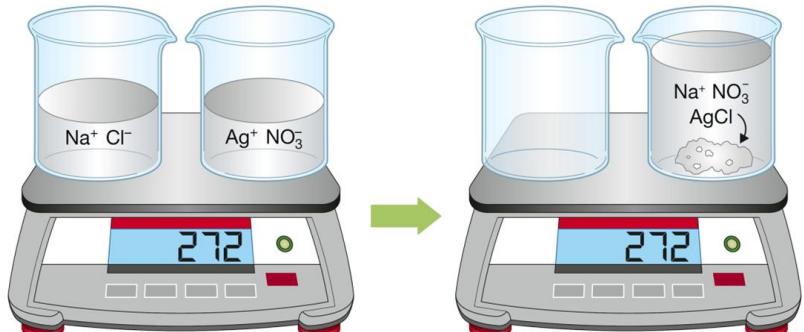


La presenza di un catalizzatore può essere indicata al di sopra o al di sotto della freccia.

**Figura 5.1** Se si pone su una bilancia elettronica un becher contenente una soluzione di NaCl e un altro contenente una soluzione di AgNO<sub>3</sub>, e si aggiunge la prima soluzione alla seconda, si osserva la formazione di un precipitato bianco di AgCl, insolubile, sul fondo del secondo recipiente. La reazione è (Capitolo 10):



La massa totale rimane invariata.



- Qualunque sia la reazione, la materia non si crea e non si distrugge, la massa dei prodotti è uguale alla massa dei reagenti.
- nelle equazioni chimiche deve esserci lo stesso numero di atomi per ogni elemento (**Principio di conservazione della massa**), anche se in composti differenti, in ambedue i membri dell'equazione.
- se ci sono ioni anche le cariche le cariche devono essere bilanciate (**Principio di conservazione della carica**)



ANTOINE LAURENT LAVOISIER (1743-1794)

La **legge della conservazione della massa** afferma che in tutte le trasformazioni chimiche la massa delle sostanze che si formano è uguale alla massa delle sostanze che si trasformano, cioè la massa si conserva.



JOSEPH-LOUIS PROUST (1754-1826)

La **legge delle proporzioni definite** afferma che la composizione elementare di ogni composto, cioè la percentuale di ciascun elemento che lo costituisce, è definita, costante e caratteristica.

Riscaldando il magnesio in presenza di aria si ottiene l'ossido di magnesio. I dati in tabella mostrano le quantità di ossigeno, ottenute facendo una differenza, che reagiscono con diverse quantità di magnesio.

Prova	Massa magnesio	Massa ossido di magnesio	Massa ossigeno
1	1,8 g	3,0 g	1,2 g
2	3,9 g	6,5 g	2,6 g
3	4,8 g	8,0 g	3,2 g

Il magnesio è presente per il 60% e, dato che il composto è costituito da due soli elementi, l'ossigeno costituisce il restante 40%.



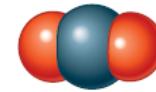


JOHN DALTON (1766-1844)

composto I



composto II



La **legge delle proporzioni multiple** afferma che quando due elementi formano più composti, le diverse masse di uno di essi che si combinano con la stessa massa dell'altro stanno tra loro in un rapporto espresso da numeri interi e generalmente piccoli.

	Massa carbonio	Massa ossigeno
composto I	1,00 g	1,33 g
composto II	1,00 g	2,66 g

I valori riportati in tabella confermano la legge di Dalton e indicano che se nel composto I con un atomo di carbonio si lega un atomo di ossigeno, allora nel composto II con un atomo di carbonio si legano due atomi di ossigeno.

L'acqua e l'acqua ossigenata sono un altro esempio di composti binari formati dagli stessi elementi: idrogeno e ossigeno. Anche in questo caso, i rapporti di combinazione ( $mO/mH$ ) sono uno il doppio dell'altro (7,9 per l'acqua e 15,8 per l'acqua ossigenata) e infatti nell'acqua ossigenata gli atomi di ossigeno che si combinano con lo stesso numero di atomi di idrogeno sono il doppio.





## Bilanciamento delle equazioni chimiche

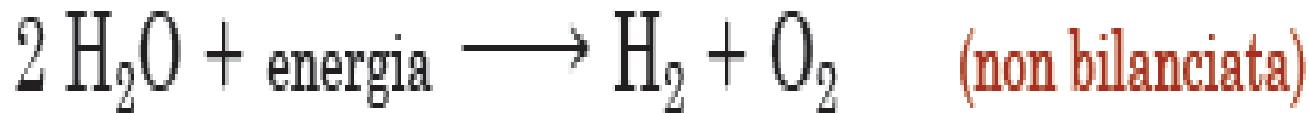


Un'equazione chimica è bilanciata quando il numero degli atomi di ciascun elemento è uguale da entrambi i lati dell'equazione. L'equazione chimica (5.1) non è bilanciata, cioè il numero di atomi di idrogeno e di ossigeno presenti ai due lati dell'equazione non è uguale.



Per bilanciare un'equazione chimica, si utilizzano dei coefficienti numerici che vengono posti davanti alle formule dei composti che partecipano alla reazione. Questi coefficienti indicano quanti atomi o molecole occorrono per quella reazione chimica.

Nella reazione  $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$ , vi sono due atomi di idrogeno ad entrambi i lati dell'equazione, ma a sinistra vi è un atomo di ossigeno e a destra due. Per avere quindi due atomi di ossigeno a sinistra dell'equazione (cioè per bilanciare i due atomi di ossigeno a destra), si pone 2 davanti alla formula dell'acqua:

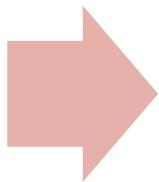


Ora però vi sono quattro atomi di idrogeno a sinistra dell'equazione e due a destra. Per bilanciare gli atomi di idrogeno a destra dell'equazione si pone 2 davanti alla formula dell'idrogeno. L'equazione bilanciata è:



# REAZIONI DI EQUILIBRIO

In alcune reazioni chimiche accade che i prodotti della reazione reagiscono tra loro per riformare i reagenti:



queste reazioni sono definite reazioni reversibili.

• Esse sono rappresentate da una doppia freccia ⇌ che sta ad indicare che la reazione può procedere in entrambe le direzioni. Si consideri la reazione tra idrogeno e azoto. Ad una certa temperatura e in presenza di un catalizzatore, si forma ammoniaca, NH<sub>3</sub>. Man mano che si forma, essa si decompone di nuovo in N<sub>2</sub> e H<sub>2</sub> secondo la reazione:



- Quando la velocità di formazione dell'ammoniaca diventa uguale alla sua velocità di decomposizione, si raggiunge l'equilibrio.
- Questo non significa che la reazione si arresta, ma che la velocità della reazione diretta e quella della reazione inversa sono uguali e rimangono costanti.

**Un equilibrio chimico si definisce come uno stato dinamico in cui la velocità della reazione diretta è uguale alla velocità della reazione inversa.**



Due esempi di reazioni di equilibrio che avvengono nel nostro organismo sono:



# Legge di azione di massa



La legge di azione di massa afferma che la velocità della reazione  $v$  è proporzionale alla concentrazione dei reagenti. L'espressione della velocità della reazione diretta può essere indicata dalla relazione

$$v = k_1[A][B]$$

dove  $k_1$  è una costante di proporzionalità e le parentesi [ ] indicano le concentrazioni espresse in moli/litro.

Analogamente, la velocità della reazione inversa sarà

$$v_i = k_2[C][D],$$

dove  $k_2$  è un'altra costante di proporzionalità. Quando si raggiunge l'equilibrio, la velocità della reazione diretta  $v$  sarà uguale alla velocità della reazione inversa  $v_i$ , quindi:

$$k_1 \times [A] \times [B] = k_2 \times [C] \times [D]$$

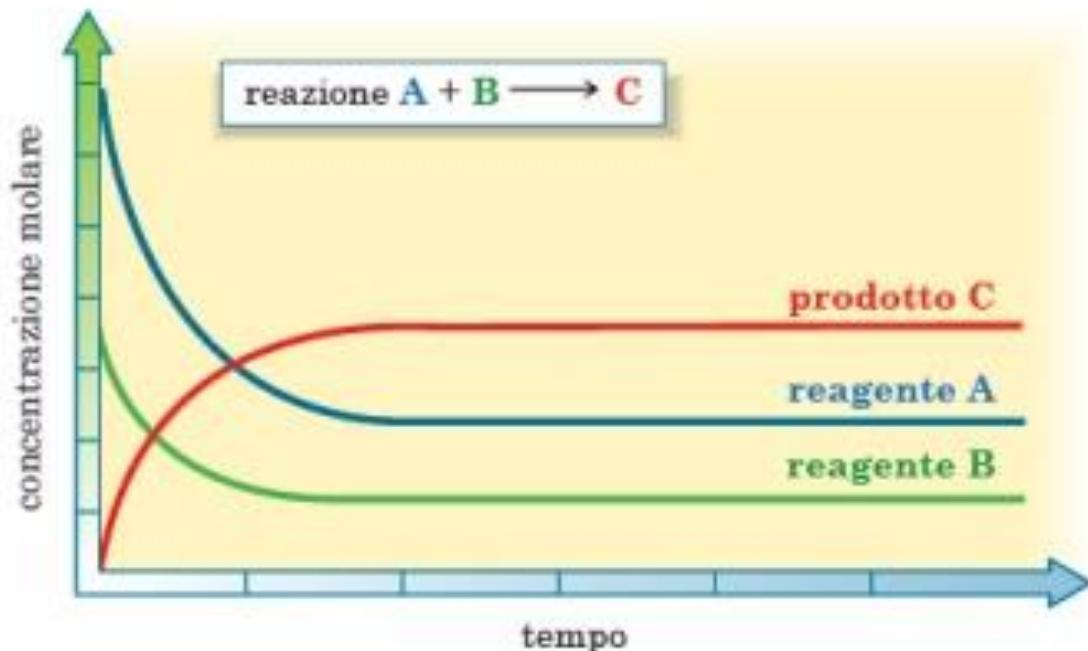
$$\frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]} = \frac{k_1}{k_2} = K_{eq}$$

## Costante di equilibrio

dove  $K_{eq}$  è la costante di equilibrio (il rapporto tra due costanti,  $k_1$  e  $k_2$ , è anch'esso una costante).



# REAZIONI REVERSIBILI

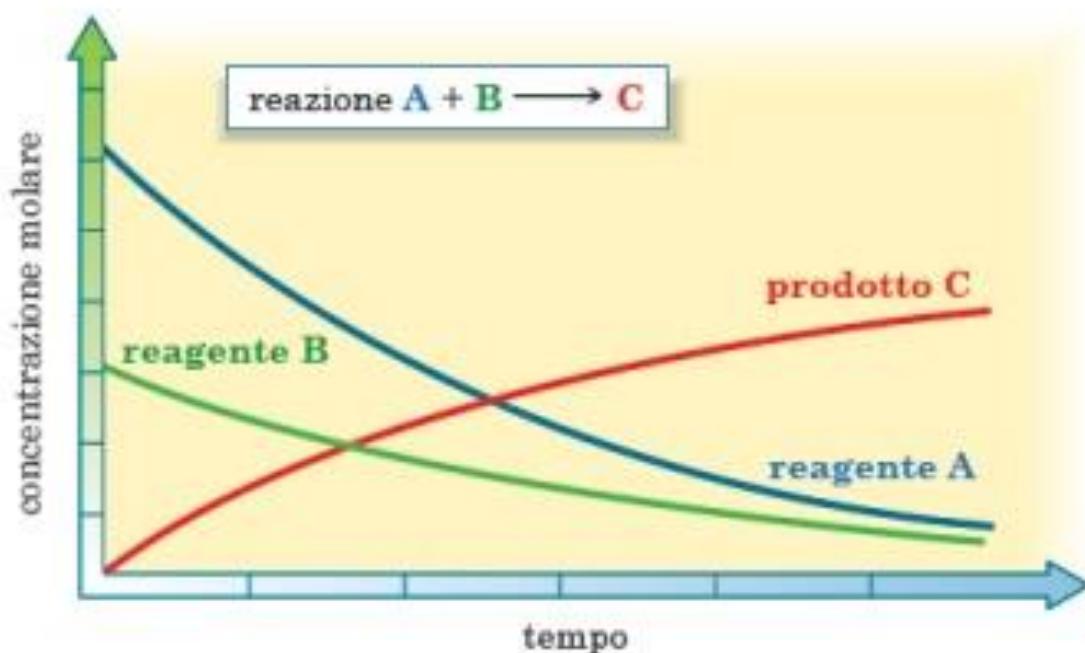


## Reazioni reversibili

Le reazioni reversibili sono reazioni in cui le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti variano nel tempo fino a raggiungere una situazione di equilibrio in cui restano costanti.



# REAZIONI IRREVERSIBILI



## Reazioni irreversibili:

Le reazioni irreversibili sono reazioni in cui le concentrazioni dei reagenti diminuiscono nel tempo fino a diventare praticamente trascurabili.



# **ENERGIA DI ATTIVAZIONE E VELOCITÀ DI UNA REAZIONE**

- Alcune reazioni procedono a bassa velocità. Ad esempio, il ferro forma la ruggine molto lentamente e il legno richiede anni per degradarsi. D'altra parte, vi sono reazioni che procedono più velocemente, come la combustione del carbone o il deterioramento degli alimenti (ad esempio il pesce o il latte lasciati a temperatura ambiente). Altre reazioni non solo sono velocissime, ma avvengono istantaneamente, come ad esempio l'esplosione della dinamite.
- **Affinché una reazione possa avvenire, occorre che le molecole dei reagenti si urtino con sufficiente energia per vincere le forze di repulsione tra le nuvole elettroniche.**



# ENERGIA DI ATTIVAZIONE

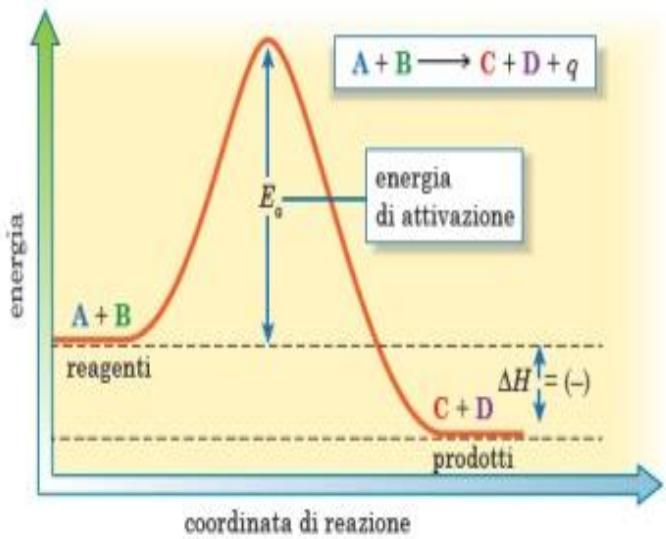


FIGURA 5.3  
Energia di attivazione.  
La reazione rappresentata è esotermica, ovvero libera calore ( $E_{\text{prodotti}} < E_{\text{reagenti}}$ ).

- La minima energia richiesta per produrre urti efficaci tra le molecole dei reagenti è definita **energia di attivazione**





■ **La velocità di una reazione chimica dipende da diversi fattori:**

- (1) la natura dei reagenti,
- (2) la temperatura,
- (3) la concentrazione dei reagenti,
- (4) la presenza di un catalizzatore,
- (5) la superficie di contatto
- (6) il corretto orientamento nello spazio delle molecole dei reagenti durante l'urto.



# PRINCIPALI FATTORI CHE INFLUENZANO LE REAZIONI CHIMICHE ALL'EQUILIBRIO



## **Principio di Le Châtelier**



*Il principio di Le Châtelier afferma che quando si modifica una reazione chimica in condizione di equilibrio, l'equilibrio si sposterà nella direzione opposta alla causa che lo ha modificato. Se pertanto viene modificato l'equilibrio di una reazione chimica, ad esempio variando la concentrazione di uno dei reagenti o la temperatura, è possibile predire come l'equilibrio reagirà alla modificazione apportata.*

## **Effetto della concentrazione**

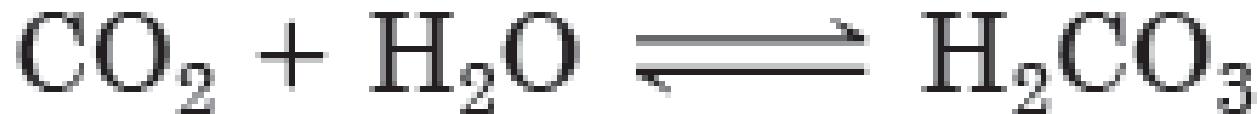


**Se aumenta la concentrazione di uno dei reagenti, aumenta anche il numero delle collisioni tra le molecole dei reagenti e, quindi, la velocità della reazione diretta rispetto a quella della reazione inversa, per cui il sistema perde la sua condizione di equilibrio. Man mano che la reazione procede, la velocità della reazione diretta tenderà a diminuire, mentre quella della reazione inversa tenderà ad aumentare, fino a quando non viene ristabilito l'equilibrio.**



Sempre in base al principio di Le Châtelier, la rimozione di un prodotto (o dei prodotti) dovrebbe spostare l'equilibrio verso destra.

Si consideri la reazione:



L'anidride carbonica è un prodotto di scarto delle nostre cellule e quando viene immessa nel sangue viene trasformata in acido carbonico. Man mano che la sua concentrazione nel sangue aumenta, in base al principio di Le Châtelier, l'equilibrio si sposta verso destra e aumenta la concentrazione di acido carbonico (di conseguenza diminuisce il pH). Sempre in base al principio di Le Châtelier, nei polmoni, dove la CO<sub>2</sub> viene eliminata, l'equilibrio si sposta invece verso sinistra, abbassando in questo caso la concentrazione di acido carbonico.



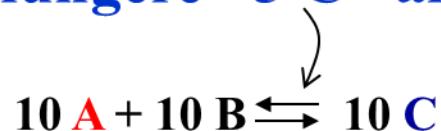
- **Modificazione della concentrazione di un reagente o di un prodotto**

Consideriamo la generica reazione :  $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$

partendo con  $20\text{A}$  e  $20\text{B}$  si perviene all'equilibrio:  $10 \text{ A} + 10 \text{ B} \rightleftharpoons 10 \text{ C}$

$$K = \frac{[\text{C}]}{[\text{A}] [\text{B}]} = \frac{[10]}{[10] [10]} = 0.1$$

- Immaginiamo di aggiungere  $5 \text{ C}$  alla miscela in equilibrio



- Quello che accade è che delle  $5$  moli di  $\text{C}$ ,  $2$  vengono convertite in  $2 \text{ A}$  e  $2\text{B}$  generando il nuovo equilibrio:



**Il trasporto dell'ossigeno da parte dell'emoglobina è un esempio di adattamento continuo dell'equilibrio alle differenti condizioni tissutali**

- **Nei polmoni vi è abbondanza di ossigeno quindi:**



**L'equilibrio è spostato a destra e l'ossigeno è legato all'emoglobina**

- **Poi, il sangue raggiunge le cellule, dove vi è carenza di ossigeno:**



**L'equilibrio si sposta a sinistra, e l'ossigeno viene rilasciato dall'ossiemoglobina**



## Effetto della temperatura

**La velocità di una reazione aumenta all'aumentare della temperatura in quanto, a temperatura più elevata, le molecole di reagente hanno una velocità maggiore e, quindi, possono collidere tra loro più frequentemente.**

*Si consideri la reazione di equilibrio:*



- In questa reazione si può avere produzione o assorbimento di calore a seconda che la reazione proceda verso destra o verso sinistra.
- Se si aumenta la temperatura, il sistema tende ad andare nella direzione opposta, favorendo la reazione nella quale si ha assorbimento di calore, quindi l'equilibrio si sposta verso sinistra.
- Se la temperatura diminuisce, l'equilibrio si sposta verso destra. Si osserva che una variazione della temperatura modifica il valore della costante di equilibrio della reazione.



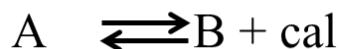
## Dipendenza dell'equilibrio dalla temperatura

- Se la reazione è **endotermica** un aumento della temperatura sposta a destra (verso i prodotti) l'equilibrio e la Keq aumenta.
- Se una reazione è **esotermica** un aumento della temperatura sposta a sinistra (verso i reagenti) l'equilibrio e la Keq diminuisce.

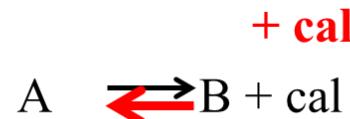
Tale comportamento comune alla maggior parte delle reazioni può essere spiegato immaginando il calore come un reagente.



Reazione  
endotermica



Reazione  
esotermica



## Effetto di un catalizzatore



- L'aggiunta di un catalizzatore ad una reazione chimica porta ad un aumento sia della velocità della reazione diretta sia di quella della reazione inversa.
- Una reazione che avviene in presenza di un catalizzatore raggiunge l'equilibrio più velocemente rispetto alla reazione non catalizzata.
- Il catalizzatore, quindi, non ha alcun effetto sulla costante di equilibrio della reazione.

- ✓ Una qualunque sostanza che aumenta la velocità di una reazione chimica senza subire modificazioni chimiche è definita catalizzatore.
- ✓ I catalizzatori aumentano la velocità di una reazione chimica in quanto ne abbassano l'energia di attivazione



## REAZIONI CHIMICHE

### A - Senza variazione dei numeri di ossidazione

- reazioni di neutralizzazione (acido-base)
- reazioni di spostamento

### B - Con variazione dei numeri di ossidazione

- reazioni di ossido-riduzione

# REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE

- Tutte le sostanze elementari hanno un numero di ossidazione (n.o.) = 0
- Tutti gli ioni monoatomici ( $K^+$ ,  $Cl^-$ ,  $S^{2-}$ ,  $Fe^{3+}$ ,  $O^{2-}$  ecc) hanno n.o. uguale alla carica dello ione



## Numero di ossidazione

**Il termine numero di ossidazione, riferito ad un atomo legato ad altri uguali o diversi in un composto, indica il numero positivo, negativo o nullo delle cariche che l'atomo assume se le coppie di elettroni di legame vengono assegnate formalmente all'atomo più elettronegativo.**

I seguenti sono esempi di reazioni senza processi di ossido-riduzione:



- Nelle reazioni con variazione dei numeri di ossidazione (reazioni di ossido-riduzione o redox), oltre alla rottura e alla formazione di nuovi legami chimici, si ha uno spostamento di elettroni da un atomo ad un altro.

Ad esempio, nella reazione:



il ferro si ossida cedendo elettroni, mentre l'idrogeno si riduce acquistando elettroni.



# Ossidazione

L'ossidazione può essere definita come “perdita di elettroni”. Si consideri la seguente reazione, in cui la configurazione elettronica esterna dei reagenti e dei prodotti è rappresentata mediante punti.



L'atomo di sodio ha un elettrone nello strato più esterno. Quando il sodio perde questo elettrone, forma lo ione sodio con carica +1. La perdita dell'elettrone da parte del sodio è definita ossidazione, pertanto l'atomo di sodio si ossida.



Una seconda definizione di ossidazione è quella di un “**aumento del numero di ossidazione**”. Ad esempio, si consideri la seguente reazione:



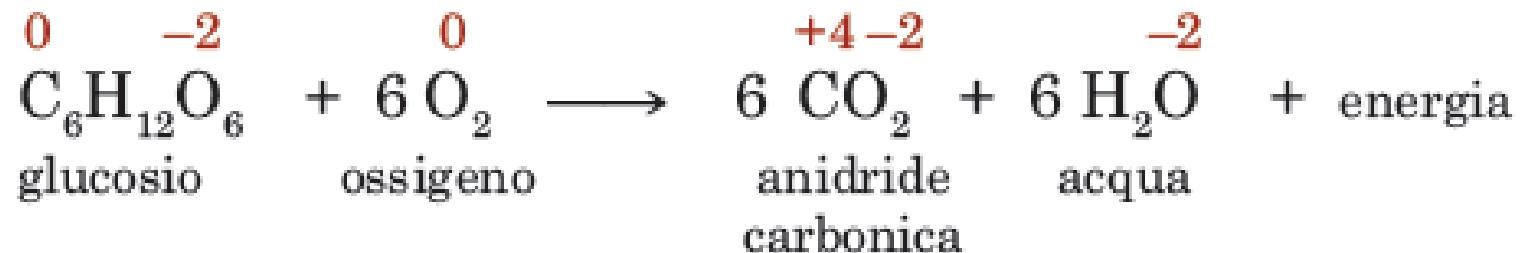
Un elemento allo stato elementare ha numero di ossidazione zero. Il numero di ossidazione del sodio è zero nel sodio metallico e +1 nel cloruro di sodio. Analogamente, il cloro ha numero di ossidazione zero nella molecola di cloro e -1 nel cloruro di sodio. Pertanto, la reazione può anche essere scritta come segue:



dove i valori numerici riportati al di sopra dei simboli degli elementi indicano i loro corrispondenti numeri di ossidazione. Il numero di ossidazione del sodio è aumentato da 0 a +1, pertanto il sodio si è ossidato.



Le nostre cellule “bruciano” glucosio producendo anidride carbonica, acqua ed energia:



Il numero di ossidazione medio degli atomi di carbonio nel glucosio è zero, mentre il numero di ossidazione del carbonio nella  $\text{CO}_2$  è +4. Il carbonio ha, quindi, subito un aumento del suo numero di ossidazione, ovvero si è ossidato; ciò equivale a dire che il glucosio si è ossidato.



# Riduzione

- La riduzione è l'opposto dell'ossidazione. Infatti, la riduzione è definita come un acquisto di elettroni e, quindi, si riflette in una diminuzione del numero di ossidazione.
- Una reazione di ossidazione non può mai avvenire senza una contemporanea reazione di riduzione. Se una sostanza si ossida, gli elettroni ceduti devono essere acquistati da un'altra sostanza, che si riduce, in quanto non possono esistere elettroni allo stato libero per lungo tempo.

Nella reazione del sodio con il cloro:



il sodio aumenta il suo numero di ossidazione da zero a +1, quindi si ossida. Allo stesso tempo, il cloro, acquistando l'elettrone del sodio, diminuisce il suo numero di ossidazione da zero a -1, quindi si riduce. Il cloro ha sette elettroni nello strato più esterno; nella reazione esso acquista un elettrone per formare uno ione con carica -1. Questo acquisto di elettroni è definito riduzione.



Nella reazione:



il glucosio si ossida in quanto il numero di ossidazione degli atomi di carbonio in esso contenuti passa da zero a +4. Allo stesso tempo, quello dell'ossigeno passa da zero a -2. Pertanto, l'ossigeno si riduce.



**REAZIONE DI  
OSSIDO-RIDUZIONE**

**OSSIDAZIONE (*cessione di elettroni*)**



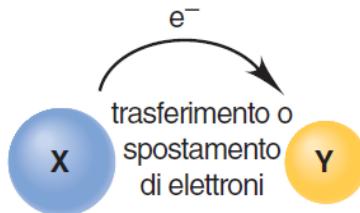
**RIDUZIONE (*acquisto di elettroni*)**



Autori vari

Elementi di chimica e biochimica

**EdiSES Edizioni**



X cede uno o  
più elettroni

X viene ossidato

X è l'agente  
riduttore

X aumenta il  
suo numero  
di ossidazione

Y acquista uno o  
più elettroni

Y viene ridotto

Y è l'agente  
ossidante

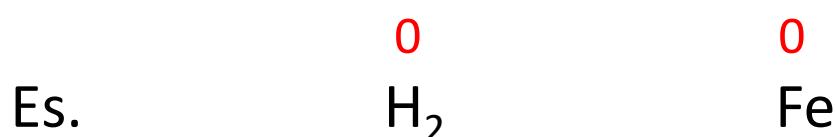
Y diminuisce il  
suo numero di  
ossidazione

# SOMMARIO TERMINOLOGIA DELLE REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE (REDOX)



## Regole per assegnare i numeri di ossidazione agli elementi nei composti

- ❑ Il numero di ossidazione di una sostanza allo stato elementare è zero
- ❑ Il numero di ossidazione di uno ione monoatomico è pari alla sua carica
- ❑ La somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi in una molecola neutra è uguale a zero
- ❑ In uno ione, la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi dello ione è uguale alla carica dello ione



# Regole per assegnare i numeri di ossidazione agli elementi nei composti

- ☐ Nei loro composti, i metalli hanno numeri di ossidazione positivi che corrispondono alla carica del metallo nel composto.

I metalli alcalini (gruppo 1A) sempre +1;

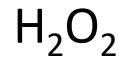
I metalli alcalino terrosi (gruppo 2A) sempre +2.

- ☐ Il fluoro (F), che è l'elemento più elettronegativo della tavola periodica, ha sempre numero di ossidazione – 1

- ☐ L'ossigeno ha numero di ossidazione -2 nella stragrande maggioranza dei composti.

Fanno eccezione: i perossidi (dove il numero di ossidazione è -1) e i composti in cui O è combinato con F (es.  $\text{OF}_2$  dove vale +2, dato che F è -1)

+1 -1



perossido di idrogeno (acqua ossigenata)<sup>3</sup>



# Regole per assegnare i numeri di ossidazione agli elementi nei composti

- L'idrogeno ha numero di ossidazione +1 nella stragrande maggioranza dei composti.

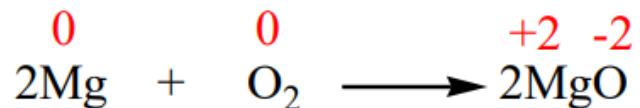
Fanno eccezione gli idruri, composti tra metallo e idrogeno, dove vale -1

- Alogeni (ad eccezione del fluoro) e non metalli (S, N, P) possono avere numeri di ossidazione positivi quando sono combinati con l'ossigeno (che è più elettronegativo).



## REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE (O REDOX)

Almeno due elementi che si trovano tra i reagenti cambiano il loro stato di ossidazione nel passare a prodotti => **TRASFERIMENTO DI ELETTRONI!**



Mg passa da 0 a +2 → perde due elettroni.

Ogni O passa da 0 a -2 → ogni O acquista due elettroni

L'elemento che **perde elettroni si ossida**.

L'elemento che **acquista elettroni si riduce**.

L'elemento che si ossida è un agente RIDUCENTE.

L'elemento che si riduce è un agente OSSIDANTE.

Il numero di elettroni ceduti da una specie in una reazione redox DEVE essere uguale al numero di elettroni acquistati dall'altra specie

Mg passa da 0 a +2 → perde due elettroni. Ha subito ossidazione. È l'agente riducente  
Ogni O passa da 0 a -2 → ogni O acquista due elettroni, subendo riduzione. O<sub>2</sub> è l'agente ossidante

## Regole per specifici atomi o gruppi della tavola periodica

- Per il Gruppo 1A(1): numero di ossidazione = +1 in tutti i composti
- Per il gruppo 2A(2): numero di ossidazione = +2 in tutti i composti
- Per l'idrogeno: numero di ossidazione = +1 in combinazione con non metalli  
numero di ossidazione = -1 in combinazione con metalli e boro
- Per il fluoro: numero di ossidazione = -1 in tutti i composti
- Per l'ossigeno: numero di ossidazione = -1 nei perossidi  
numero di ossidazione = -2 in tutti gli altri composti (eccettuato F)
- Per il gruppo 7A(17): numero di ossidazione = -1 in combinazione con metalli, non metalli (eccettuato O) e altri alogenri in posizione inferiore nel gruppo

## Tavola Periodica degli Elementi

The image shows the standard periodic table of elements. A blue rectangular box highlights the lanthanide series (elements 57 to 71) and the actinide series (elements 99 to 103). The table includes element symbols, atomic numbers, names, and various properties like melting point and density. A legend at the top right identifies color-coded categories: Metalli alcalini (orange), Metalli alcalino terrosi (yellow), Metalli del blocco d (pink), Lantani (light orange), Attrici (purple), Metalli del blocco p (cyan), Nonmetalli (green), Gas nobili (light blue), Solidi (grey), Liquidi (light grey), H (red), and Artificiali (black).

Le masse atomiche tra sono quelle degli isotopi più stabili o più comuni.

Note: Il simbolo italiano (III) non è stato adottato nel 1984 dalla International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC) come nome degli elementi 112-119 senza gli equivalenti simboli di IUPAC.

1 IA	2	3	4 VA	5 VB	6 VB	7 VIB	8 VIB	9 VIB	10 VIB	11 VIB	12 VIB	13 VIB	14 VA	15 VA	16 VA	17 VA	18 VIB					
H Hydrogen 1.00794	Be Boronio 9.012182	Li Lithio 6.941	Na Sodio 22.989775	Mg Magnesio 24.306	Sc Scandio 44.95981	Ti Titano 41.987	V Vanadio 50.944	Cr Cromo 51.996	Mn Manganese 54.938984	Fe Ferro 55.845	Co Cobalto 58.93209	Ni Nickel 58.693	Cu Coppero 63.546	Zn Zincio 65.409	B Borico 69.721	C Carbonio 69.123	N Nitrogeno 70.904	O Ossigeno 79.904	Ne Neonio 20.1797			
K Potassio 39.0983	Ca Calcio 40.9787	Rb Rodiio 85.4678	Sr Stronzio 87.621	Y Iridio 88.90585	Zr Zirconio 88.223	Nb Nobizio 90.90826	Mo Molibdeno 95.942	Tc Tecnecio 97.902	Ru Rutenio 98.917	Rh Rutenio 102.903	Pd Pdoto 106.42	Ag Argento 107.862	Cd Cadmio 112.411	In Indio 113.819	Ga Gallio 113.901	Ge Germanio 117.819	As Arsenico 119.848	Se Selenio 121.848	Br Bromio 127.906	Cl Cloruro 35.457	Ar Argonio 39.949	Ne Neonio 20.1797
Cs Cesio 132.91045	Ba Bario 137.351	Rf Rutherfordio 231	Hf Hafnio 178.49	Ta Tantalo 180.957	W Tungsteno 183.84	Re Rhenio 186.207	Os Osmio 190.232	Ir Iridio 192.217	Pt Platino 195.078	Au Oro 196.966	Hg Mercurio 200.592	Tl Talio 204.964	Pb Plomo 207.201	Bi Bismuto 208.981	Po Polonio 209.984	At Astatine 210.000	I Iodio 214.000	Xe Xenio 131.289	Rn Rameo 222.000	Uuo Ununocto 274.000		
Fr Francio 223	Ra Rameo 226	57 to 71	72 Hf Hafnio 178.49	73 Ta Tantalo 180.957	74 W Tungsteno 183.84	75 Re Rhenio 186.207	76 Os Osmio 190.232	77 Ir Iridio 192.217	78 Pt Platino 195.078	79 Au Oro 196.966	80 Hg Mercurio 200.592	81 Tl Talio 204.964	82 Pb Plomo 207.201	83 Bi Bismuto 208.981	84 Po Polonio 209.984	85 At Astatine 210.000	86 I Iodio 214.000	87 Xe Xenio 131.289	88 Rn Rameo 222.000	118 Uuo Ununocto 274.000		
La Lantano 138.90545	Ce Cerio 140.118	Pr Praseodimio 141.927	Nd Neodimio 141.24	Pm Promessio 141.927	Sm Samario 144.927	Eu Europio 147.927	Gd Gadolino 147.944	Tb Terbio 147.927	Dy Diozio 148.927	Ho Holmo 146.927	Er Erbio 147.927	Tm Timo 147.927	Yb Yttrio 147.927	Lu Lutetio 147.927								
Ac Actino 137	Th Thorio 232.0391	Pa Protactino 231.0258	U Uranio 238.02897	Np Neptunio 237.0231	Pu Plutonio 244	Am Americio 243	Cm Curioseio 247	Bk Berkelio 247	Cf Californio 252	Esr Eisenio 252	Fm Fermio 257	Md Merkurio 258	No Noberto 259	Ls Lanzenio 258								

## CONCETTI CHIAVE

- Nella rappresentazione di una reazione, le sostanze di partenza, dette reagenti, subiscono una ridistribuzione degli atomi o degli ioni, trasformandosi in sostanze di diversa natura, dette prodotti, con rottura e formazione di legami chimici e con variazioni di energia.
- La **legge di azione di massa** afferma che la velocità di una reazione è proporzionale alla concentrazione dei reagenti.
- Nelle **reazioni reversibili**, le concentrazioni dei reagenti e dei prodotti variano nel tempo fino a raggiungere una situazione di equilibrio in cui restano costanti.
- Nelle **reazioni irreversibili**, le concentrazioni dei reagenti diminuiscono nel tempo fino a diventare praticamente trascurabili.
- Un **equilibrio chimico** si definisce come uno stato dinamico in cui la velocità della reazione diretta è uguale alla velocità della reazione inversa.
- Il **principio di Le Châtelier** afferma che, quando si modifica una reazione chimica in condizione di equilibrio, l'equilibrio si sposterà nella direzione opposta alla causa che lo ha modificato.



- Quando si modifica una reazione chimica, variando le concentrazioni dei reagenti o dei prodotti in condizioni di equilibrio, il sistema reagisce in modo da annullare le variazioni e ripristinare l'equilibrio.
- Una **variazione della temperatura** modifica il valore della costante di equilibrio di una reazione: se si aumenta la temperatura il sistema tende ad andare nella direzione nella quale si ha assorbimento di energia, mentre se si diminuisce la temperatura il sistema tende ad andare nella direzione nella quale si ha emissione di energia.
- L'aggiunta di un **catalizzatore** ad una reazione chimica aumenta sia la velocità della reazione diretta sia la velocità della reazione inversa poiché abbassa l'energia di attivazione ( $E_a$ ), permettendo di raggiungere l'equilibrio più rapidamente senza modificare la costante di equilibrio.
- Le reazioni chimiche possono avvenire senza variazione dei numeri di ossidazione (reazioni acido-base e reazioni di spostamento) o con variazione dei numeri di ossidazione (reazioni di ossido-riduzione). Nelle reazioni redox, oltre alla rottura e alla formazione di nuovi legami chimici, si ha uno spostamento di elettroni da un atomo ad un altro.

