

REAZIONI CHIMICHE, REDOX E NON REDOX



EQUAZIONI CHIMICHE

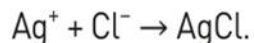
- Quando il carbone brucia reagendo con l'ossigeno presente nell'aria, si forma anidride carbonica e si libera energia. Per descrivere questa reazione, vengono utilizzati i seguenti simboli e le seguenti formule:



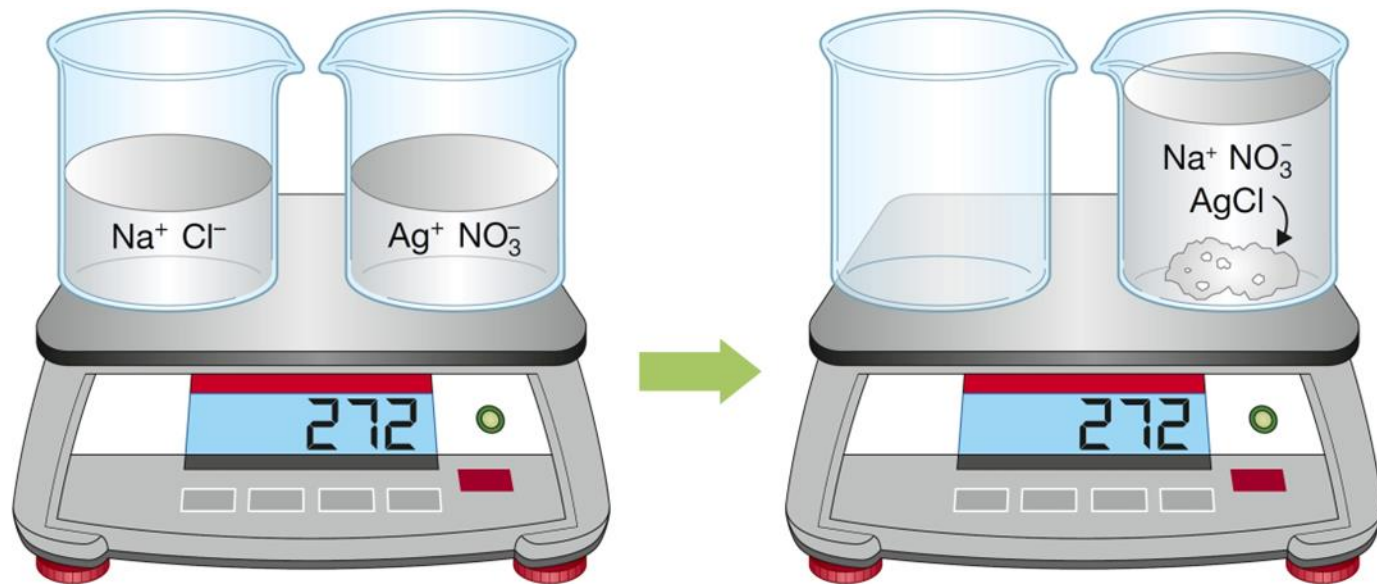
- La freccia indica la direzione della reazione. Le sostanze che reagiscono sono chiamate **reagenti** e sono scritte sulla sinistra dell'equazione. Le sostanze che si formano dalla reazione sono chiamate **prodotti** e si scrivono sulla destra dell'equazione.
- L'energia coinvolta nella reazione viene 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 AgNO₃, 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**)



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 \rightleftharpoons 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_3 . Man mano che si forma, essa si decompone di nuovo in N_2 e H_2 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:

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

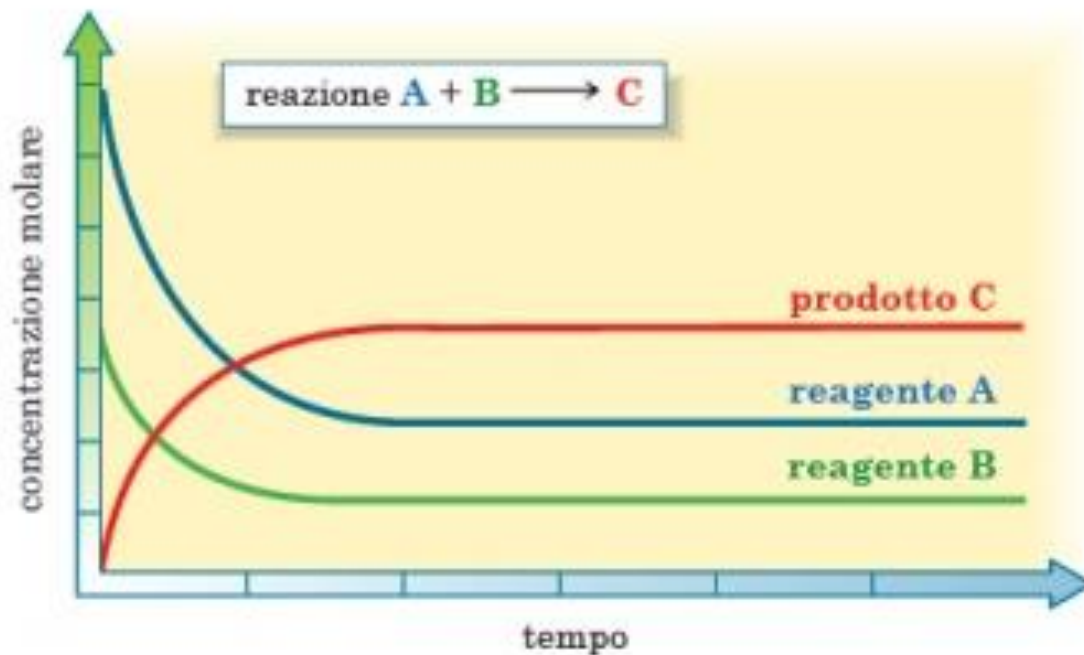
$$\frac{[C] \times [D]}{[A] \times [B]} = \frac{k_1}{k_2} = K_{eq}$$

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).



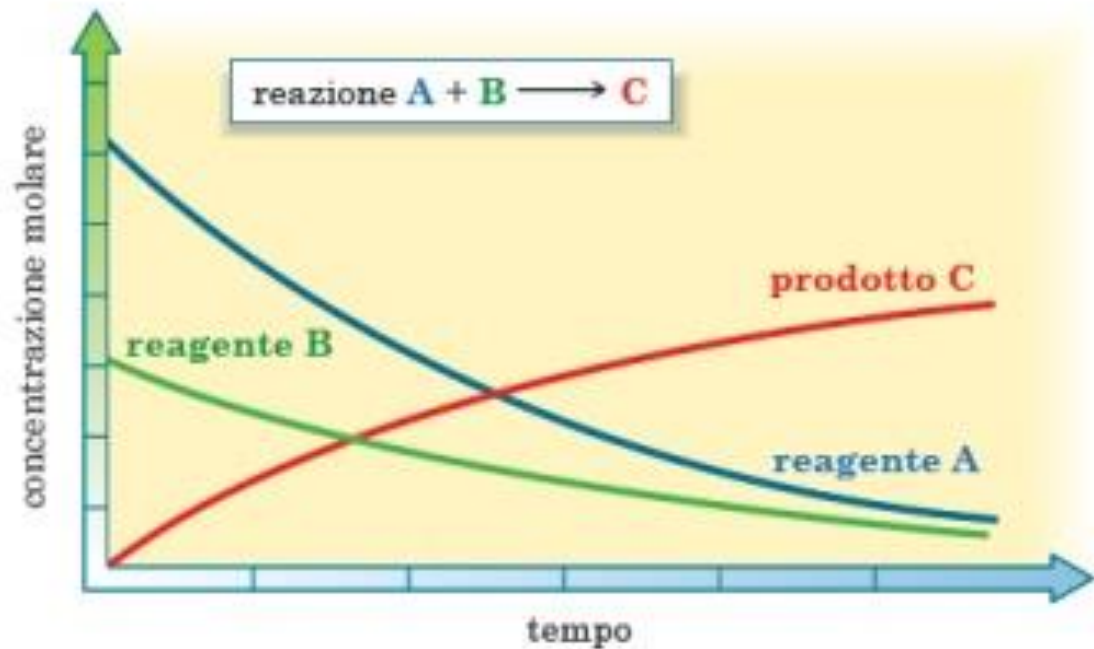
REAZIONI REVERSIBILI E IRREVERSIBILI



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:

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

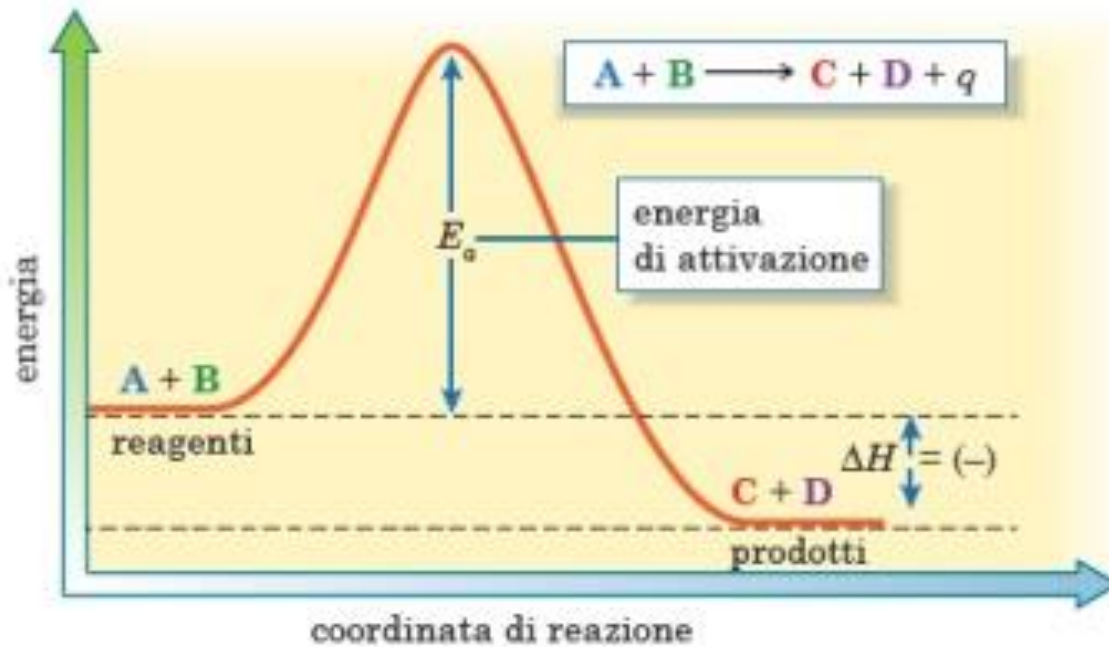


FIGURA 5.3
Energia di attivazione.
La reazione rappresentata è esotermica, ovvero libera calore ($E_{\text{prodotti}} < E_{\text{reagenti}}$).

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

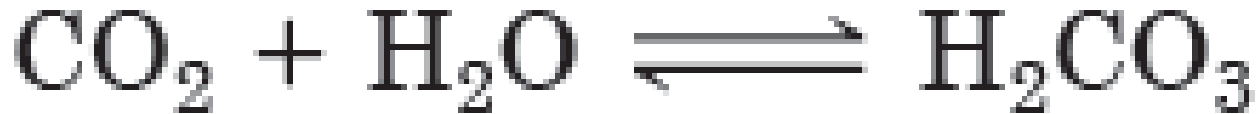


Se aumenta la concentrazione di uno dei reagenti, aumenta anche il numero delle collisioni tra le molecole dei reagenti e, quindi, la velocità della reazione diretta rispetto a quella della reazione inversa, per cui il sistema perde la sua condizione di equilibrio. Man mano che la reazione procede, la 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 CO₂ viene eliminata, l'equilibrio si sposta invece verso sinistra, abbassando in questo caso la concentrazione di acido carbonico.



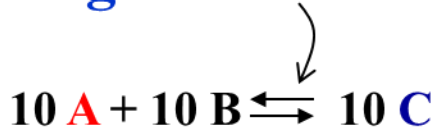
- **Modificazione della concentrazione di un reagente o di un prodotto**

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

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

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

- **Immaginiamo di aggiungere 5 C alla miscela in equilibrio**



- **Quello che accade è che delle 5 moli di C, 2 vengono convertite in 2 A e 2B 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:



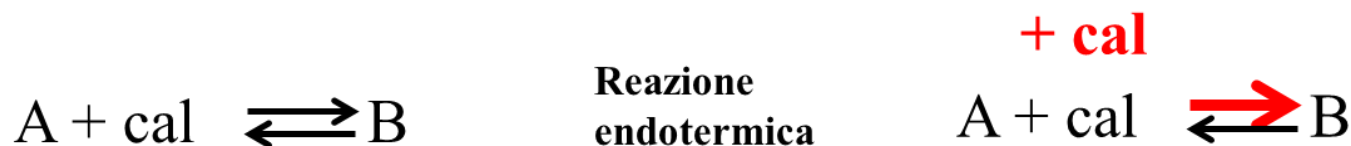
- In questa reazione si può avere produzione o assorbimento di calore a seconda che la reazione proceda verso destra o verso sinistra.
- Se si aumenta la temperatura, il sistema tende ad andare nella direzione opposta, favorendo la reazione nella quale si ha assorbimento di calore, quindi l'equilibrio 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 K_{eq} aumenta.
- Se una reazione è **esotermica** un aumento della temperatura sposta a sinistra (verso i reagenti) l'equilibrio e la K_{eq} diminuisce.

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



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 DI OSSIDO-RIDUZIONE

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

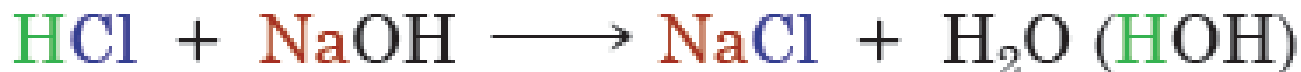
1. Tutte le sostanze elementari hanno un numero di ossidazione (n.o.) = 0
2. Tutti gli ioni monoatomici (K^+ , Cl^- , S^{2-} , Fe^{3+} , O^{2-} ecc) hanno n.o. uguale alla carica dello ione



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:

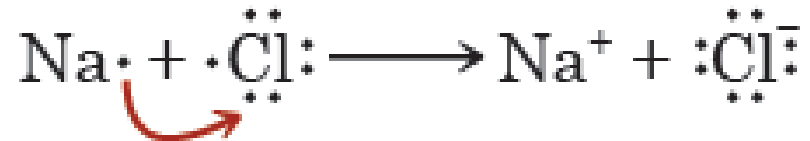


il ferro si ossida cedendo elettroni, mentre l'idrogeno si riduce acquistando elettroni.



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:



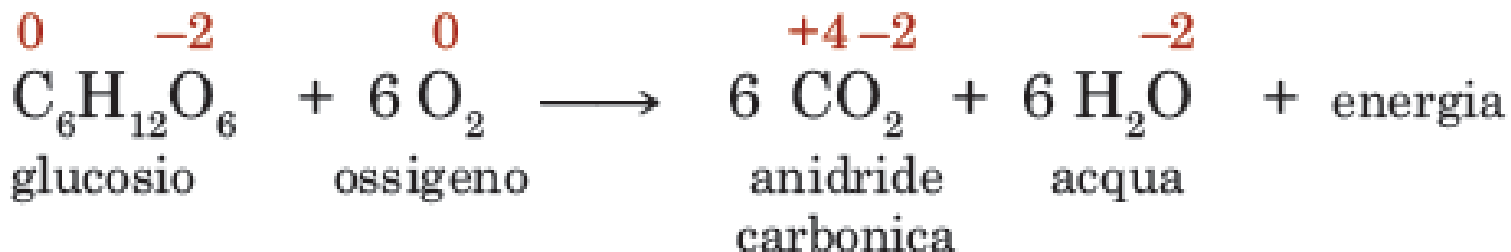
Un elemento allo stato elementare ha numero di ossidazione zero. Il numero di ossidazione del sodio è zero nel sodio metallico e +1 nel cloruro di sodio. Analogamente, il cloro ha numero di ossidazione zero nella molecola di cloro e -1 nel cloruro di sodio. Pertanto, la reazione può anche essere scritta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

Fe



Fe⁺⁺ + 2 e⁻

Forma ridotta

Forma ossidata

Riducente

Ossidante

RIDUZIONE (*acquisto di elettroni*)

2 H⁺ + 2 e⁻



H₂

Forma ossidata

Forma ridotta

Ossidante

Riducente



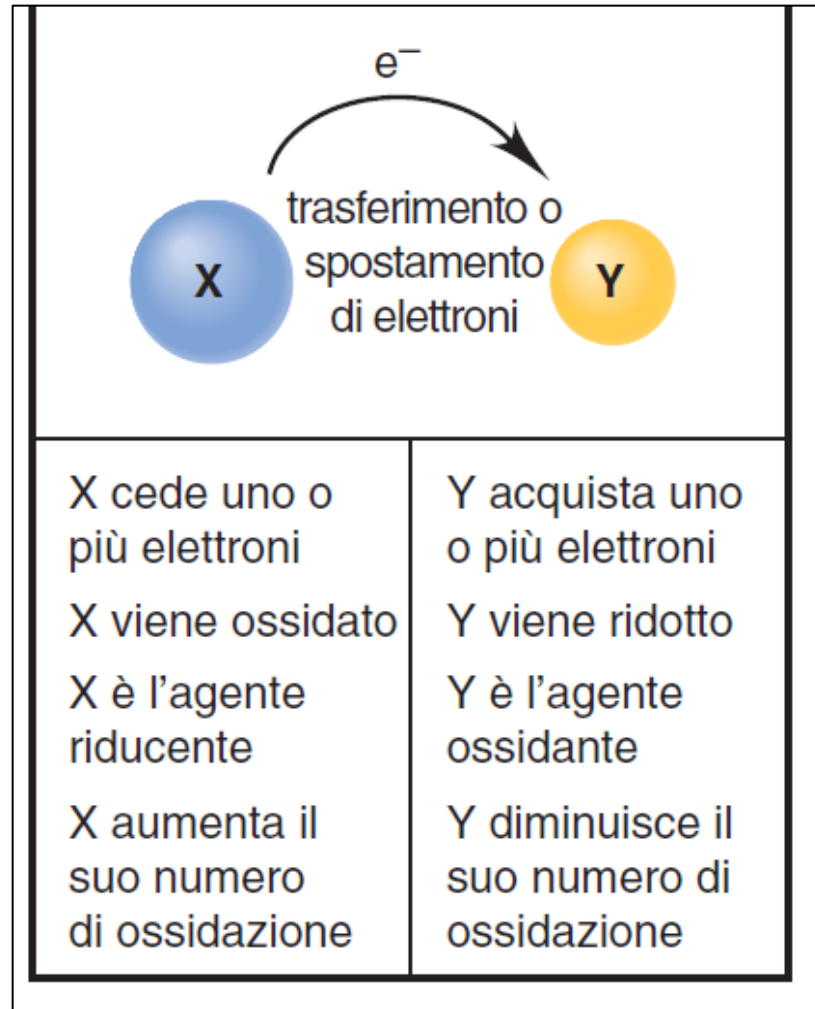
Autori vari

Elementi di chimica e biochimica

EdiSES Edizioni

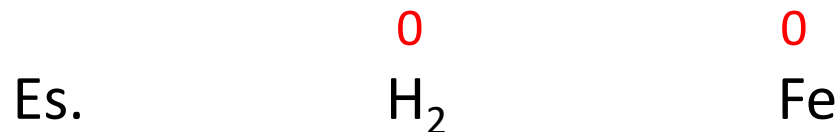


Sommario terminologia delle reazioni di ossidoriduzione (redox)



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.

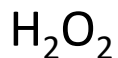
□ Il fluoro (F), che è l'elemento più elettronegativo della tavola periodica, ha sempre numero di ossidazione - 1

□ 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. OF₂ dove vale +2, dato che F è -1)

+1 -1



perossido di idrogeno (acqua ossigenata)₃



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).

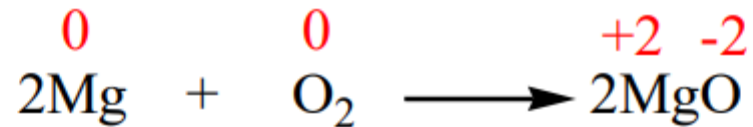


Es. **Anidridi** **Ossiacidi**₄



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. O₂ è l'agente ossidante



Regole per specifici atomi o gruppi della tavola periodica

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

Tavola Periodica degli Elementi

1	2											13	14	15	16	17	18
1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
1 H Idrogeno 1,00794	2 He Elio 4,002602											3 B Boro 10,811	4 C Carbonio 12,011	5 N Azoto 14,00644	6 O Ossigeno 15,999	7 F Fluoro 18,9984032	8 Ne Neon 20,1797
3 Li Litio 6,941	4 Be Berillio 9,012182											9 Al Alluminio 26,9815386	10 Si Silicio 28,0855	11 P Fosforo 30,973762	12 S Zolfo 32,06	13 Cl Cloro 35,453	14 Ar Argon 39,948
5 Na Sodio 22,98976928	6 Mg Magnesio 24,304	7 Sc Scandio 44,9559122	8 Ti Titanio 47,88	9 V Vanadio 50,9415	10 Cr Cromo 51,9961	11 Mn Manganese 54,938044	12 Fe Ferro 55,845	13 Co Cobalto 58,933195	14 Ni Nichel 58,6934	15 Cu Rame 63,546	16 Zn Zinco 65,408	17 Ga Gallio 69,723	18 Ge Germanio 72,630	19 As Arsenico 74,9216	20 Se Selenio 78,96	21 Br Bromo 79,904	22 Kr Kriptone 83,798
6 K Potassio 39,0983	7 Ca Calcio 40,078	8 Y Ittrio 88,90584	9 Zr Zirconio 91,224	10 Nb Niobio 92,90638	11 Mo Molibdeno 95,94	12 Tc Technetio 98	13 Ru Rutenio 101,07	14 Rh Rodio 102,9055	15 Pd Palladio 106,42	16 Ag Argento 107,8682	17 Cd Cadmio 112,411	18 In Indio 114,818	19 Sn Stagno 118,710	20 Sb Antimonio 121,757	21 Te Tellurio 127,6	22 I Iodio 126,9054	23 Xe Xenone 131,29
7 Rb Rubidio 85,4678	8 Sr Stronzio 87,62	9 Zr Zirconio 91,224	10 Nb Niobio 92,90638	11 Mo Molibdeno 95,94	12 Tc Technetio 98	13 Ru Rutenio 101,07	14 Rh Rodio 102,9055	15 Pd Palladio 106,42	16 Ag Argento 107,8682	17 Cd Cadmio 112,411	18 In Indio 114,818	19 Sn Stagno 118,710	20 Sb Antimonio 121,757	21 Te Tellurio 127,6	22 I Iodio 126,9054	23 Xe Xenone 131,29	
8 Cs Cesio 132,90545196	9 Ba Bario 137,327	10 Hf Hafnio 178,49	11 Ta Tantalio 180,9479	12 W Tungsteno 183,84	13 Re Reniio 186,207	14 Os Osmio 190,23	15 Ir Iridio 192,222	16 Pt Platino 195,084	17 Au Oro 196,96657	18 Hg Mercurio 200,59	19 Tl Tallio 204,3833	20 Pb Piombo 207,2	21 Bi Bismuto 208,9804	22 Po Polonio 209	23 At Astatina 210	24 Rn Radone 222	
9 Fr Francio 223	10 Ra Raffaello 226	11 Rf Rifornio 261	12 Db Dubnio 262	13 Sg Seaborgio 266	14 Bh Bohrio 264	15 Hs Hassium 277	16 Mt Meitnerio 268	17 Ds Darmstadtio 271	18 Rg Roentgenio 272	19 Uub Ununbium 286	20 Uut Ununtrio 288	21 Uuq Ununquadio 289	22 Uup Ununpentio 288	23 Uuh Ununsextio 289	24 Uus Ununseptio 288	25 Uuo Ununoctio 289	

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

70
La
Lantanio
138,90547

71
Ce
Cerio
140,116

72
Pr
Praseodimio
140,90766

73
Nd
Neodimio
144,242

74
Pm
Prometio
144,9126

75
Sm
Samario
150,36

76
Eu
Eurio
151,964

77
Gd
Gadolinio
157,25

78
Tb
Terbio
158,92535

79
Dy
Diosimio
162,50032

80
Er
Erbio
167,258

81
Tm
Terbicio
168,93421

82
Yb
Ytterbio
173,054

83
Lu
Lutetio
174,967

84
Ac
Attinio
227

85
Th
Torio
232,0377

86
Pa
Protattinio
231,03688

87
U
Uranio
238,02891

88
Np
Neptunio
237

89
Pu
Plutonio
244

90
Am
Americio
243

91
Cm
Curcio
247

92
Bk
Berkelio
247

93
Cf
Californio
251

94
Es
Einsteinio
252

95
Fm
Fermio
257

96
Md
Mendelevio
258

97
No
Nobelio
259

98
Lr
Lawrencio
260

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.

