

7. Reazioni chimiche (parte II)

Il fattore concentrazione

La velocità di una reazione dipende dalla concentrazione perché se essa aumenta vi saranno un maggior numero di particelle che potranno urtarsi e dar luogo alla reazione. La velocità viene studiata in base a come varia la concentrazione di un reagente nel tempo (es: [A]).

Ordine di reazione	Legge di velocità	Equazione interpretata	Equazione lineare
0	$v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^0$	$[A]_0 - [A] = k \cdot t$ $[A] = [A]_0 - k \cdot t$	$y = a - bx$
1	$v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^1$	$\ln \frac{[A]_0}{[A]} = k \cdot t$ $\ln[A] = \ln[A]_0 - k \cdot t$	$y = a - bx$
2	$v = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$	$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = k \cdot t$ $\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + k \cdot t$	$y = a + bx$

Le reazioni del primo ordine hanno due caratteristiche principali:

- 1) Tempo di dimezzamento:** $\frac{t}{2}$ è il tempo necessario alla reazione per consumare metà dei reagenti (da 100% a 50%).
- 2) Tempo di vita τ (tau):** $\frac{1}{k}$ tempo necessario affinché la reazione consumi il 63% della quantità dei reagenti (da 100% a 37%)

Per la reazione **A + B → prodotti**, se voglio conoscere l'ordine di reazione inizio col calcolare l'ordine di A, lavoro con un eccesso di B in modo che la sua concentrazione rimanga "costante" nel tempo; analogamente determino l'ordine di B, lavorando con un eccesso di A. Ricavo così l'ordine complessivo che coincide con la **molecolarità** della reazione, essa fornisce informazioni sullo svolgimento dello stadio più lento del processo e ne indica la sua stechiometria, quindi fornisce informazioni sulla natura del complesso attivato; per esempio, se la reazione è del primo ordine in A e B, lo stadio lento è A + B→; se è di ordine zero in A e del second'ordine in B, lo stadio lento è 2B→. **L'insieme di tutti gli stadi (o reazioni elementari) che costituiscono una reazione viene detto meccanismo di reazione.**

Il fattore temperatura

La dipendenza della velocità dalla temperatura è espressa dall'**equazione di Arrhenius**.

$$v = -\frac{d[A]}{dt} = k \cdot [A]^x \cdot [B]^y$$

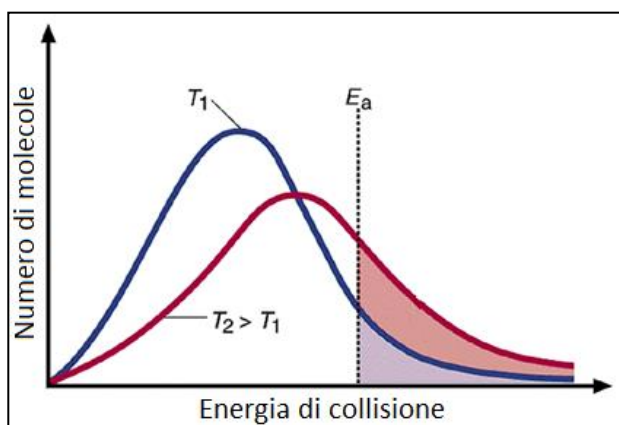
Dove k , secondo Arrhenius è:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

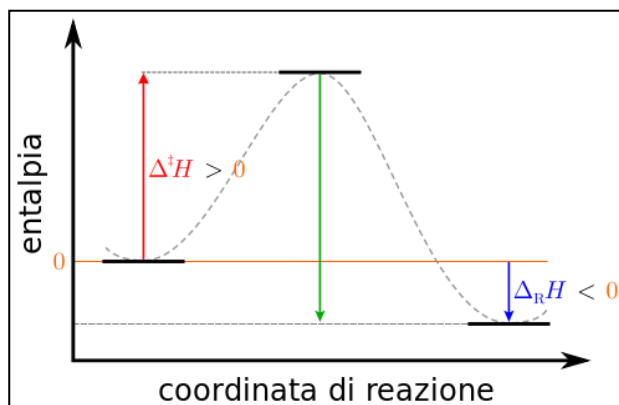
A è un fattore pre-esponenziale e ha a che fare con la geometria degli urti, E_a è l'energia di attivazione (energia minima che le particelle devono possedere al fine di far avvenire la reazione), R è la costante dei gas e T è la temperatura.

Da ciò si ricava che non tutti gli urti sono efficaci, ma lo sono solamente quelli che hanno una determinata energia ($E \geq E_a$) e che avvengono con una geometria opportuna.

Essendo il termine T a denominatore di un esponente, il suo aumentare fa sì che il risultato, quindi la k , aumenta e di conseguenza aumenta anche la velocità della reazione. **In termini energetici** ciò significa che viene conferita più energia alle molecole, di conseguenza vi saranno un maggior numero di particelle con un'energia maggiore o uguale all'energia di attivazione.



Dal grafico si nota che all'aumentare della temperatura la curva si schiaccia verso l'asse delle ascisse e il picco massimo si sposta verso destra. Tenendo presente che l'aria sottesa alle due curve è identica (rappresenta le n molecole presenti nella reazione), ne deriva che le molecole con energia maggiore o uguale ad E_a sono di più se la temperatura è maggiore.



Il diagramma a sinistra rappresenta l'andamento di una reazione esotermica; siccome i prodotti si trovano ad un'energia inferiore rispetto ai reagenti, possiamo dire che la reazione è spontanea. Ma per farla avvenire è opportuno che i legami dei reagenti si rompano per formare i legami nuovi dei prodotti. Per fare ciò i composti messi a reagire necessitano di una certa energia, chiamata **energia di attivazione**. Tale energia

permette la rottura dei legami dei reagenti, che saranno in grado di dar luogo a nuovi legami. Tale avvenimento si identifica nello **stato di transizione** (o **complesso attivato**), uno stato nel quale si rompono i vecchi legami e contemporaneamente se ne formano di nuovi; nel diagramma corrisponde al picco. In rosso è indicata l'energia di attivazione (E_a), in blu l'energia messa in gioco dalla reazione (E_r). Dall'equazione di Arrhenius si può verificare che all'aumentare di E_a k diminuisce e con essa anche la velocità.

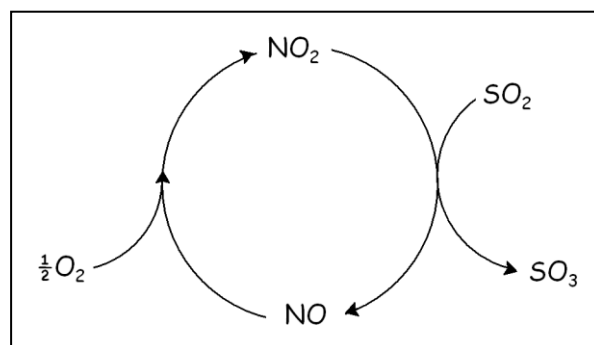
Catalizzatori

Il catalizzatore è una sostanza che aggiunta in quantità molto piccole (100, 1000 volte più piccola) ai reagenti è in grado di modificare il decorso di una reazione. *Caratteristiche:*

- 1) “Non partecipa” alla reazione;
- 2) Alla fine della reazione viene restituito inalterato;
- 3) Indirizza la reazione verso un percorso alternativo caratterizzato da un basso valore di E_a ;
- 4) “attiva” i reagenti indebolendone i legami.

La reazione $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$, è spontanea ma lenta, si aggiunge come catalizzatore NO_2 :

- 1) $2\text{NO}_2 + 2\text{SO}_2 \rightarrow 2\text{NO} + 2\text{SO}_3$
 - 2) $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$
- TOT: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$



La figura rappresenta l'andamento della reazione in funzione del catalizzatore. Esso viene chiamato **ciclo turnover**. Il TON (turnover number) corrisponde al numero di ciclo che un catalizzatore deve essere in grado di compiere: $\text{TON} \geq 10^6$.

- **Catalisi omogenea:** reagenti e catalizzatori appartengono alla stessa fase. Per esempio la reazione $2\text{SO}_{2(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{SO}_{3(g)}$ viene catalizzata da NO_3/NO in fase gassosa.
- **Catalisi eterogenea:** i reagenti e i catalizzatori appartengono a fasi diverse. Si possono avere catalisi di **adsorbimento** delle molecole di un gas su una superficie (per esempio un metallo), di **fisi-adsorbimento** quando le molecole interagiscono con una superficie mantenendo però le proprie caratteristiche (si indeboliscono i legami), di **chemi-adsorbimento** quando il catalizzatore provvede alla rottura dei legami delle molecole. Un esempio di chemi-adsorbimento è la reazione di idrogenazione catalizzata da metalli del VIII gruppo come per la sintesi dell'ammoniaca: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$; la molecola di azoto è molto stabile ma viene adsorbita da una rete di ferro che rompe i suoi legami favorendone l'interazione con l'idrogeno (la sintesi di NH_3 viene effettuata secondo il processo Haber-Bosch a 400°C e 300atm).
- **Catalisi enzimatica:** gli enzimi sono proteine che manifestano attività di catalizzatori. Hanno una struttura disordinata e sulla superficie sono presenti delle cavità, chiamate **siti attivi**, in cui determinate molecole, che sono in grado di dare luogo a ponti d'idrogeno, entrandovi, indeboliscono i loro legami e sono così in grado di dare luogo a determinate reazioni. Ogni enzima è *specifico* per ogni catalisi. Si crea inizialmente un equilibrio fra enzima (E) e substrato (S) che poi porta alla formazione di prodotti, lasciando l'enzima inalterato:
$$\text{E} + \text{S} \rightleftharpoons \text{ES} \rightarrow \text{prodotti} + \text{E}.$$

La resa delle reazioni

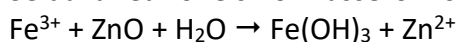
Per determinare la buona riuscita di una reazione viene calcolata la resa percentuale. Essa esprime il rapporto tra la quantità di sostanza ottenuta e la massima quantità di sostanza ottenibile; tale rapporto va poi moltiplicato per 100. Entrambe le quantità devono essere espresse nella stessa unità di misura (moli, grammi, pressione...).

$$\text{resa percentuale } \% = \frac{\text{quantità di prodotto ottenuto}}{\text{massima quantità di prodotto ottenibile}} \cdot 100$$

La massima quantità di prodotto ottenibile si determina dalla reazione, considerando i coefficienti stechiometrici. Se i reagenti sono in quantità stechiometrica, la resa viene calcolata prendendo il numero di moli di un qualsiasi reagente. Se uno dei reagenti limita la reazione (è l'agente limitante) i calcoli devono essere eseguiti partendo dalla sua quantità.

Problema 7.1 A

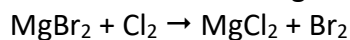
6.5g di ZnO reagiscono con un eccesso di Fe³⁺. Calcolare quanto Fe(OH)₃ si ottiene dalla reazione. Se dalla reazione si formassero 2.0g di Fe(OH)₃, quale sarebbe la resa%?



(5.7 g; 35%)

Problema 7.2

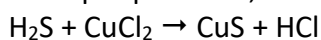
Facendo gorgogliare un eccesso di Cl₂ in una soluzione contenente 176.6g di MgBr₂ si ottengono 135g di Br₂. Calcola la resa percentuale di Br₂.



(88%)

Problema 7.3 A

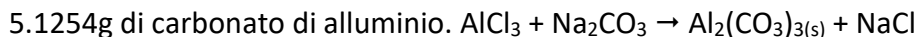
Calcola la quantità in grammi di CuCl₂, necessaria per produrre, con eccesso di H₂S, 30.8g di CuS, sapendo che la resa della reazione è 83.4%.



(51.9g)

Problema 7.4

In un becher vengono introdotti 15.0014g di cloruro di alluminio e 14.9582g di carbonato di sodio, pesati sulla bilancia analitica. Determina la resa della reazione sapendo che si sono ottenuti 5.1254g di carbonato di alluminio.



(78.9592%)

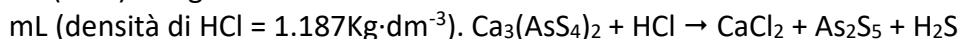
Problema 7.5

In un recipiente si fa avvenire la reazione tra cloruro di zinco, 12.05g e acido fosforico 17.2mL (d=1.65g·cm⁻³). Determina la quantità di prodotto ottenuto sapendo che la resa è pari a 82.6%.

(9.52g)

Problema 7.6

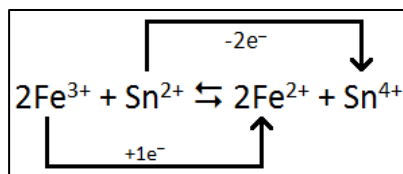
Sapendo che si sono ottenuti 10.8g di CaCl₂ con una resa del 74.6%, calcolare la quantità di Ca₃(AsS₄)₂ reagita e il volume di HCl che non si è consumato se all'inizio se ne erano introdotti 10 mL (densità di HCl = 1.187Kg·dm⁻³).



(22.9g di Ca₃(AsS₄)₂; 1.98mL di HCl non reagito)

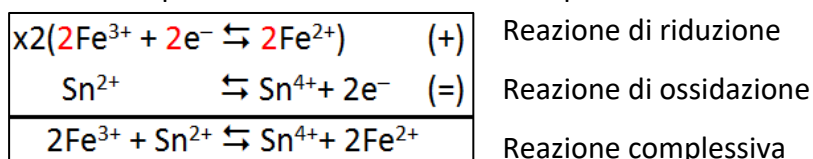
Le reazioni redox

Le reazioni di ossidazione e di riduzione sono generalmente chiamate reazioni di ossidoriduzione o ancora più comunemente *reazioni redox*. In queste reazioni avviene uno scambio di elettroni tra una specie chimica che li dona, chiamata donatore, e una specie chimica che gli acquista, chiamata accettore.



Nel caso della reazione riportata qui affianco il ferro acquista un elettrone e lo stagno ne cede 2; saranno rispettivamente l'accettore e il donatore.

La reazione può anche essere scritta come prodotto di due *semi-reazioni*:



Fe^{3+} (accettore) prende il nome di **agente ossidante** perché si dice che ossida lo Sn^{2+} (donatore). Lo Sn^{2+} , invece, prende il nome di **agente riducente** perché riduce il numero di ossidazione del ferro, da 3+ a 2+.

Il riducente (Sn^{2+}) riduce l'ossidante (Fe^{3+}) ossidandosi.

L'ossidante (Fe^{3+}) ossida il riducente (Sn^{2+}) riducendosi.

L'agente ossidante si riduce, cioè acquista elettroni riducendo il proprio numero di ossidazione (per esempio: da +5 a +3, da +1 a -1). L'agente riducente si ossida, cioè dona elettroni aumentando il proprio numero di ossidazione (per esempio: da -2 a 0, da +4 a +7)

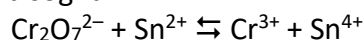
In una reazione, per determinare il numero di elettroni che vengono scambiati si fa riferimento al **numero di ossidazione**. Ricordiamo le regole per assegnarlo:

1. Il numero di ossidazione di una sostanza allo stato fondamentale è zero.
2. Il numero di ossidazione di un catione o un anione monoatomico è uguale alla sua carica.
3. H ha sempre numero di ossidazione pari a +1 tranne negli idruri dove ha -1.
4. O ha sempre numero di ossidazione pari a -2 tranne nei perossidi (-1) e in OF_2 (+2).
5. Metalli alcalini hanno numero di ossidazione +1.
6. Metalli alcalino terrosi hanno numero di ossidazione +2.
7. Zn e Cd +2; B e Al +3.
8. In ogni molecola, neutra o carica, la somma di ogni numero di ossidazione, moltiplicato per il coefficiente dell'atomo, deve essere uguale alla carica della molecola.
9. Nel calcolo del numero di ossidazione in un composto i legami tra atomi uguali non influiscono, gli elettroni devono essere ripartiti equamente.
10. In massimo numero di ossidazione dei gruppi principali è pari al numero del gruppo.

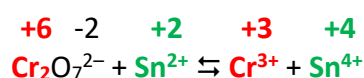
I più comuni ossidanti e riducenti:

Ossidanti	Riducenti
O ₂ (H ₂ O; H ⁺)	I ⁻ (I ₂)
MnO ₄ (Mn ²⁺ , H ⁺)	Sn ²⁺ (Sn ⁴⁺)
Cr ₂ O ₇ ²⁻ (Cr ³⁺ , H ⁺)	Fe ²⁺ (Fe ³⁺)
H ₂ O ₂ (H ₂ O, H ⁺)	SO ₃ ²⁻ (SO ₄ ²⁻ , OH ⁻)
Cl ₂ (Cl ⁻)	NO ₂ ⁻ (NO ₃ ⁻ , OH ⁻)

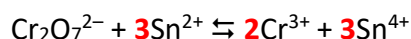
Per bilanciare una reazione redox bisogna:



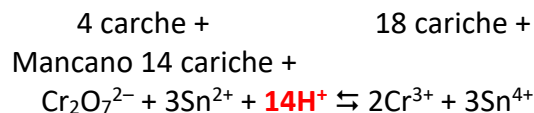
1. Determinare il numero di ossidazione:



2. Bilanciare gli elettroni e le masse delle specie direttamente coinvolte (Cr +6→+3: 3e⁻ per ogni atomo, Sn +2→+4: 2e⁻ per ogni atomo):

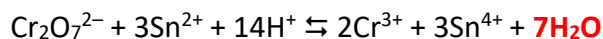


3. Bilanciare le cariche con H⁺ o OH⁻ (a sinistra e a destra ci devono essere lo stesso numero di cariche positive o negative):



4. Bilanciare le masse di tutte le altre specie eventualmente presenti.
(In questo caso non ce ne sono)

5. Bilanciare idrogeni e gli ossigeni con H₂O:



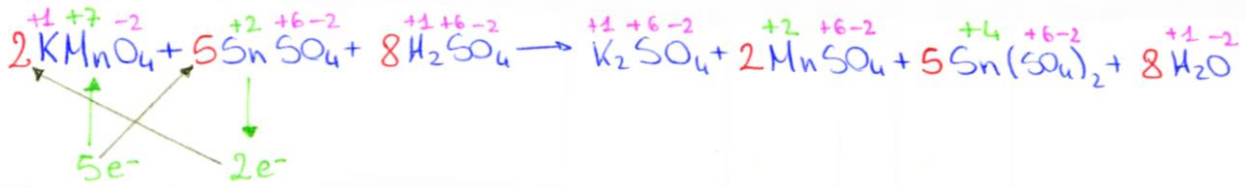
Reazione di disproporzionamento (o dismutazione): sono reazioni in cui un elemento si ossida e si riduce. Nel caso che segue, il cloro (n° ox=0) disproporziona a cloruro (n° ox=-1) e ipoclorito (n° ox=+1).



Reazione di comproporzionamento (o auto ossidazione): sono reazioni in cui si ottiene una stessa sostanza dall'ossidazione e dalla riduzione di due atomi uguali presenti in sostanze differenti con diverso numero di ossidazione. Nel caso che segue, si ottiene I⁰ partendo da I⁺⁵ e I⁻.



Problema 7.7: bilanciare le seguenti reazioni



- 1) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$
- 4) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{CH}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{CrO}_3 + \text{KNO}_2$
- 6) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 7) $\text{H}_3\text{PO}_2 + \text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{Ag} + \text{HNO}_3$
- 8) $\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P}_4 + \text{CO}$
- 9) $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 10) $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 11) $\text{Cu} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuCl}$
- 12) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 13) $\text{Cl}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{MnO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{HBrO}_3$
- 16) $\text{PbS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{PbO} + \text{SO}_2$
- 17) $\text{Na}_2\text{SiF}_6 + \text{Na} \rightarrow \text{NaF} + \text{Si}$
- 18) $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}$
- 19) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{AsH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 20) $\text{Hg} + \text{NO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow [\text{HgCl}_4]^{2-} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{P}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{I}^- + \text{H}^+$
- 22) $\text{Cr}_2\text{O}_7^- + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 23) $\text{Bi}(\text{OH})_3 + [\text{Sn}(\text{OH})_3]^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{Bi} + [\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$
- 24) $\text{Au} + \text{MnO}_2 + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + [\text{AuCl}_4]^-$
- 25) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
(b) $\text{Cu} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 26) $\text{MnS}_2\text{O}_3 + \text{MnO}_4^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 27) $\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 28) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{KOH}$
- 29) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NH}_3 + \text{SO}_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
- 30) $\text{ICl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{HIO}_3 + \text{HCl}$
- 31) $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 32) $\text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Problema 7.8 A

In soluzione acida, lo ione bicromato ossida il solfito a solfato, riducendosi a ione cromo(III). Scrivere la reazione e bilanciarla.

- Quanti grammi di bicromato di potassio occorrono per ossidare integralmente 60.0mmoli di ione solfito?
- Supponendo che la resa sia del 100%, quale quantità in moli di Cr^{3+} si otterrebbe da 10.0g di bicromato di potassio e 3.50g di solfito di sodio?
- Se dalle stesse quantità ottenessimo per precipitazione 0.500g di $\text{Cr}(\text{OH})_3$, quale sarebbe la resa?

(5.10g; 22.7mmol; 21.5%)

Problema 7.9

Calcola la quantità in grammi di Cl_2 , necessaria per produrre, con eccesso di NaOH, 30.8g di NaClO_3 , sapendo che la resa della reazione è 83.4%. $\text{NaOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaClO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

(73.7g)

Problema 7.10

Una soluzione acquosa di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ viene ottenuta trattando 70.00g di H_2O con un numero di moli di CaO pari a quello contenuto in 10.00g di Ca. Calcolare la % in peso di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ nella soluzione ottenuta. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$

(22%)

Problema 7.11

15.0g di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sono ridotti in ambiente acido con alcol etilico. Calcolare la massima quantità di $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ottenibile dalla reazione e la quantità di alcol consumato, considerando una resa del 100%. Bilanciare in ambiente acido: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CH}_3\text{CHO}$.

(50.9g)

Problema 7.12

1.00g di un campione impuro di Ag viene sciolto in acido e precipitato come AgCl. Si ottiene 1.00g di prodotto. Calcolare la % di Ag nel campione di partenza.

(75%)

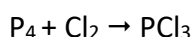
Problema 7.13

5.0g di arsenico reagiscono con 3.1g di ipoclorito di sodio. Quanti g di Na_3AsO_4 si formano? Quanti grammi rimangono del reagente in eccesso? $\text{As} + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

(3,5g; 3.8g As)

Problema 7.14

Calcolare quanti grammi di PCl_3 si ottengono dalla reazione di 9.40g di P_4 con un eccesso di Cl_2 . Determinare inoltre quanto sarebbe la resa %, se dalla reazione si formassero 15.0g di PCl_3 .



(41.7 g; 36%)

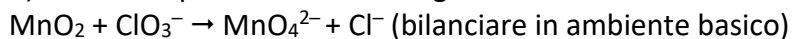
Problema 7.15

25.0g di CH_3COOH reagiscono con 20.0g di $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ in acido solforico. Si ottengono 29.5g di $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3$. Calcolare la resa %. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

(80.6%)

Problema 7.16

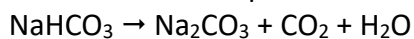
- a) Calcolare quanti grammi di K_2MnO_4 si formano da 6.00g di MnO_2 e 15.0g di $KClO_3$.
b) Calcolare quanto resta del reagente in eccesso.



(13.6g; 12.2g $KClO_3$)

Problema 7.17

Calcolare quanti grammi di $NaHCO_3$ occorrono per ottenere 5.00g di Na_2CO_3 , ipotizzando che la reazione di decomposizione abbia una resa del 90%. La reazione da bilanciare è:

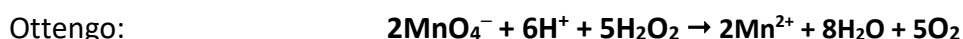
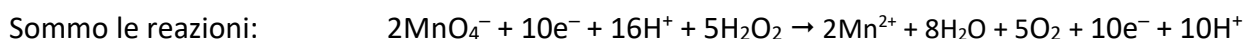
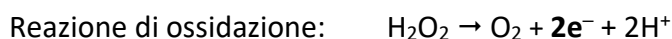


(8.81g)

Bilanciamento di reazioni redox con semi-reazioni

Questo metodo mette in evidenza la reazione di ossidazione e quella di riduzione. Esse vengono scritte l'una sotto l'altra e bilanciate singolarmente. Successivamente si sommano:

1. Si bilanciano gli elettroni (si moltiplica una reazione per il numero di elettroni dell'altra)
2. Si sommano reagenti con i reagenti e i prodotti con i prodotti.
3. Si semplificano le specie comuni (se nei reagenti ho 5A e nei prodotti 2A, sottraggo a ogni membro 2A, così nei reagenti ne avrò 3 e nei prodotti 0).



Problema 7.11: bilanciare le seguenti reazioni col metodo delle semi-reazioni

- 1) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Br}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Br}_2$ (ambiente acido)
- 2) $\text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow \text{NO} + \text{Cu}^{2+}$ (ambiente acido)
- 3) $\text{Ag}^+ + \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{Ag} + \text{CO}_2$ (ambiente basico)
- 4) $\text{Fe}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cr}^{3+}$ (in ambiente acido)
- 5) $\text{H}_2\text{S} + \text{HClO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
- 6) $\text{H}_2\text{S} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{S} + \text{NO}$ (in ambiente acido)
- 7) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 8) $\text{MnO} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{2+} + \text{MnO}_4^-$ (in ambiente acido)
- 9) $\text{MnO}_2 + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2$ (in ambiente acido)
- 10) $\text{MnO}_4^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2$ (in ambiente acido)