

CHIMICA GENERALE

Corso A

Anno Accademico 2024-2025

Docente: Prof. Francesco Pineider

Email: francesco.pineider@unipi.it

*Indirizzo: Dipartimento di Chimica e Chimica Industriale
Via Moruzzi 13*

La Stechiometria - II

Le reazioni chimiche

Capitoli 3 & 4 →



Le reazioni e le equazioni chimiche

REAZIONE CHIMICA: processo nel quale una o più sostanze si *trasformano* in una o più sostanze differenti

EQUAZIONE CHIMICA: formalismo che utilizza *simboli chimici* per mostrare ciò che avviene durante una reazione chimica



Due molecole di idrogeno + Una molecola di ossigeno → Due molecole di acqua

2H_2

+

O_2

→

$2\text{H}_2\text{O}$

REAGENTI



PRODOTTI

Le reazioni e le equazioni chimiche

Leggere un'equazione chimica



2 atomi *Mg* + 1 molecola *O₂* danno 2 unità formula *MgO*

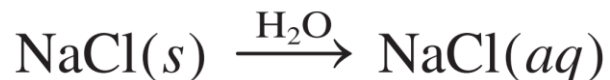
2 moli *Mg* + 1 mole *O₂* danno 2 moli *MgO*

48.6 grammi *Mg* + 32.0 grammi *O₂* danno 80.6 g *MgO*

ATTENZIONE:

2 grammi *Mg* + 1 grammo *O₂* danno 2 grammi *MgO*
NO!!!!

Stati di aggregazione:



DOVE:

(g) = gas

(s) = solido

(l) = liquido

(aq) = soluzione acquosa

Il bilanciamento delle equazioni chimiche

Per la **legge di conservazione della massa**, il numero di ogni tipo di atomo presente nei **prodotti** deve essere lo stesso di quello dei **reagenti** \longrightarrow **BILANCIAMENTO**

Procedura:

1. *Scrivi la formula corretta per i reagenti e per i prodotti, che compaiono rispettivamente dal lato sinistro e destro dell'equazione*

*L'**etano** reagisce con l'**ossigeno** per formare **diossido di carbonio** e **acqua***

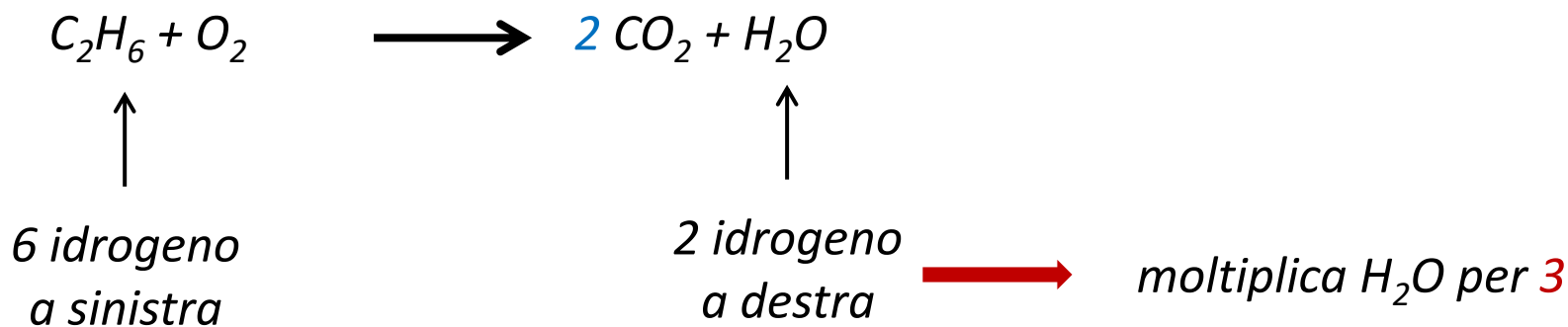
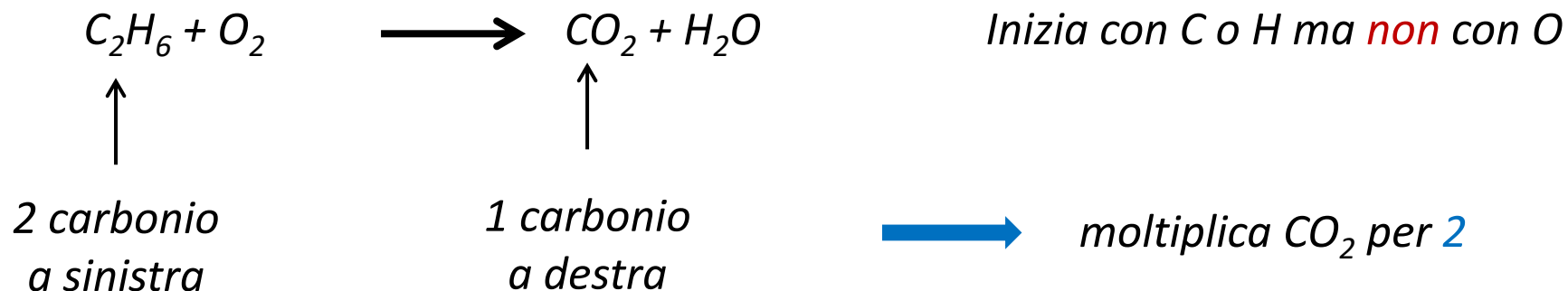


2. *Cambia i numeri dinanzi alle formule chimiche (**coefficienti stechiometrici**) per ottenere lo **stesso numero di atomi** di ogni elemento da entrambi i lati dell'equazione. Non modificare gli indici.*



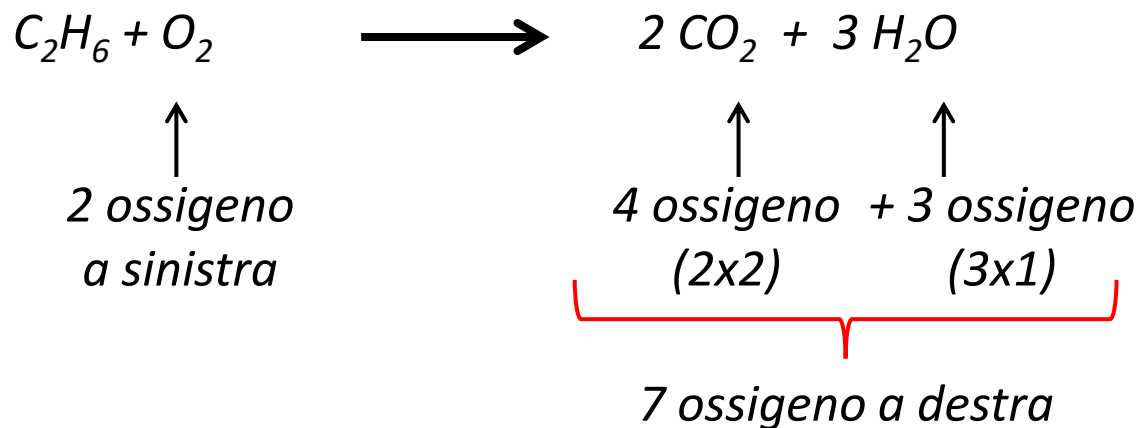
Il bilanciamento delle equazioni chimiche

3. *Inizia a bilanciare gli elementi che appaiono in **un solo** reagente e prodotto.*



Il bilanciamento delle equazioni chimiche

4. Bilancia gli elementi che appaiono in due o più reagenti o prodotti



➡ Moltiplica O_2 per $\frac{7}{2}$



Rimuovi il coefficiente stechiometrico frazionario: moltiplica per **2** i coefficienti di entrambi lati



Il bilanciamento delle equazioni chimiche

5. Controlla di avere lo **stesso numero** di ogni tipo di atomo da **entrambi i lati** dell'equazione.



4 C (2 x 2)

12 H (2 x 6)

14 O (7 x 2)

4 C

12 H (6 x 2)

14 O (4 x 2 + 6)

REAGENTI	PRODOTTI	
4 C	4 C	✓
12 H	12 H	✓
14 O	14 O	✓

Esempio 3.12

Quando l'alluminio metallico è esposto all'aria, sulla sua superficie si forma una pellicola protettiva e compatta di ossido di alluminio (Al_2O_3). Questo strato sottile consente di evitare il contatto del metallo sottostante con l'ossigeno dell'aria. Questa è la ragione per la quale i contenitori di bibite fatti in alluminio non sono soggetti a corrosione (nel caso del ferro, invece, lo strato di ruggine, ossido di ferro (III), che si forma è molto poroso, per cui l'ossigeno riesce a penetrare in profondità e il fenomeno della corrosione procede). Scrivi e bilancia l'equazione chimica di formazione di Al_2O_3 .

Bilanciamento delle equazioni chimiche

PROBLEMA DI VERIFICA 3.7

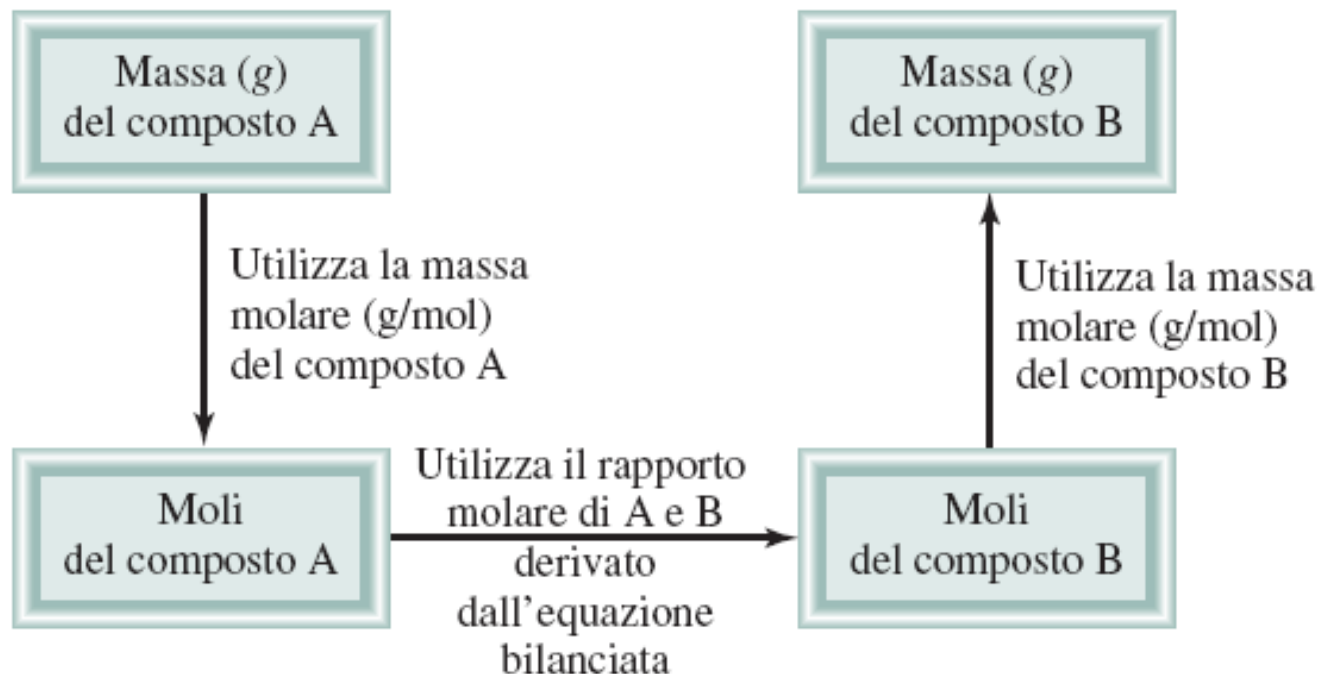
Problema Nei cilindri del motore a combustione interna di un'automobile, l'idrocarburo ottano (C_8H_{18}), uno dei molti componenti della benzina, si miscela con l'ossigeno atmosferico e brucia per formare diossido di carbonio e vapore acqueo. Si scriva un'equazione bilanciata per questa reazione.

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 3.7 Si scrivano equazioni bilanciate per ciascuno dei seguenti enunciati chimici:

- (a) Una reazione caratteristica di elementi del Gruppo 1A(1): pezzetti di sodio reagiscono violentemente con l'acqua per formare idrogeno gassoso e soluzione di idrossido di sodio.
- (b) La distruzione delle statue di marmo per opera della pioggia acida: l'acido nitrico acquoso reagisce con il carbonato di calcio per formare diossido di carbonio, acqua e nitrato di calcio acquoso.
- (c) Composti alogenati che scambiano partner di legame: il trifluoruro di fosforo viene preparato mediante la reazione del tricloruro di fosforo e del fluoruro di idrogeno; il cloruro di idrogeno è l'altro prodotto. Alla reazione partecipano soltanto gas.
- (d) Decomposizione esplosiva della dinamite: la nitroglicerina ($C_3H_5N_3O_9$) liquida esplode producendo una miscela di gas: diossido di carbonio, vapore acqueo, azoto e ossigeno.

Il bilanciamento delle equazioni chimiche

Quantità di reagenti e prodotti



1. Scrivi l'equazione chimica **bilanciata**
2. Trasforma in **moli** le quantità note di sostanze
3. Utilizza i **coefficienti** dell'equazione chimica bilanciata per calcolare il numero di moli delle sostanze in quantità non nota
4. Trasforma le moli delle sostanze nelle **unità richieste**

Esempio 3.13

Il cibo che ingeriamo subisce, nel nostro corpo, la degradazione e rottura dei legami, per fornire l'energia necessaria a tutte le funzioni biologiche. Un'equazione molto generale che schematizza questo complesso meccanismo è la degradazione del glucosio ($C_6H_{12}O_6$) a biossido di carbonio (CO_2) e acqua (H_2O):



Se una persona, in un determinato periodo di tempo, consuma 856 g di $C_6H_{12}O_6$, quale sarà la massa di CO_2 prodotta?

PROBLEMA DI VERIFICA 3.8

Problema Nell'arco della vita, un cittadino statunitense utilizza 794 kg di rame in monete, tubature e fili conduttori dell'elettricità. Il rame si ottiene da minerali solfuri, come la calcocite (o calcosina), solfuro di rame(I), con un processo in più passaggi. Dopo uno stadio di macinazione iniziale, il primo passaggio è l'"arrostimento" del minerale (riscaldamento a temperatura elevata in presenza di ossigeno gassoso) per formare ossido di rame(I) allo stato di polvere e diossido di zolfo gassoso.

- (a) Quante moli di ossigeno sono necessarie per arrostitire 10,0 mol di solfuro di rame(I)?
- (b) Quanti grammi di diossido di zolfo si formano quando si arrostiscono 10,0 mol di solfuro di rame(I)?
- (c) Quanti kilogrammi di ossigeno sono necessari per formare 2,86 kg di ossido di rame(I)?

PROBLEMA DI VERIFICA 3.9

Problema L'arrostimento è il primo passaggio nell'estrazione del rame dalla calcocite, il minerale usato nei problema precedente. Nel passaggio successivo, l'ossido di rame(I) reagisce con carbonio polverizzato per dare rame metallico e monossido di carbonio gassoso. Si scriva un'equazione complessiva bilanciata per la sequenza in due passaggi.

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 3.9 L' SO_2 prodotto nell'estrazione del rame reagisce nell'aria con l'ossigeno e forma triossido di zolfo. Questo gas, a sua volta, reagisce con l'acqua per formare una soluzione di acido solforico che cade sotto forma di pioggia o di neve acida. Si scriva un'equazione complessiva bilanciata per questo processo.

Esempio 3.14

Tutti i metalli alcalini reagiscono con l'acqua per produrre l'idrossido del metallo corrispondente e idrogeno gassoso. Una reazione tipica è quella che avviene tra litio e acqua:



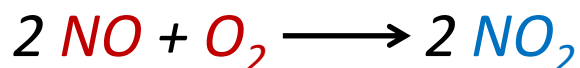
Quanti grammi di litio sono necessari per produrre 9.89 g di H_2 ?

Il bilanciamento delle equazioni chimiche *Reagente limitante*

Una reazione chimica procede fin tanto che *uno dei reagenti* è *completamente consumato* (reagente limitante)

Supponiamo di avere:

- 8 moli di NO
- 7 moli di O₂



Uno dei due reagenti è *limitante* e l'altro è *in eccesso*

Come possiamo determinare quale dei due reagenti è limitante?

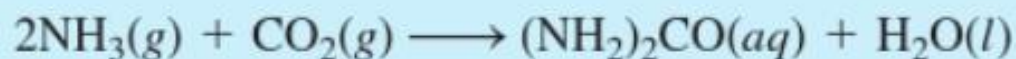
Possiamo usare *due metodi*:

- 1) Dividere il numero di moli di ogni reagente per il suo coefficiente stechiometrico. Il rapporto minore corrisponde al reagente limitante.
- 2) Calcolare quanto prodotto (se ne sceglie uno fisso) deriva dalla reazione delle quantità di reagenti date. Chi produce meno prodotto è il reagente limitante.

NO è il reagente *limitante*. *O₂* è il reagente *in eccesso*

Esempio 3.15

L'urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, viene preparata facendo reagire l'ammoniaca con il biossido di carbonio.



In una reazione, 637.2 g di NH_3 vengono trattati con 1142 g di CO_2 . (a) Quale dei due reagenti è il reagente limitante? (b) Calcola la massa di $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ che si forma. (c) Quanto reagente in eccesso (in grammi) rimane al termine della reazione?

PROBLEMA DI VERIFICA 3.10

Problema Una miscela combustibile impiegata nei primi tempi della missilistica è costituita da due liquidi, l'idrazina (N_2H_4) e il tetraossido di diazoto (N_2O_4), che si accendono per contatto per formare azoto gassoso e vapore acqueo. Quanti grammi di azoto gassoso si formano quando si miscelano $1,00 \times 10^2$ g di N_2H_4 e $2,00 \times 10^2$ g di N_2O_4 ?

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 3.10 Quanti grammi di solfuro di alluminio solido si possono preparare con la reazione di 10,0 g di alluminio e 15,0 g di zolfo? Quanto del reagente non limitante è in eccesso?

Il bilanciamento delle equazioni chimiche

Resa di una reazione

RESA TEORICA

Quantità di prodotto che risulterebbe se *tutto il reagente limitante* reagisse.

RESA EFFETTIVA

Quantità di prodotto *effettivamente* ottenuta dalla reazione.

$$\text{RESA \%} = \frac{\text{RESA EFFETTIVA}}{\text{RESA TEORICA}} \times 100$$

Problema di verifica La reazione tra alluminio e ossido di ferro (III), che può sviluppare temperature che raggiungono i 3000 °C, viene impiegata per la saldatura dei metalli:



Nella reazione descritta, 124 g di Al reagiscono con 601 g di Fe_2O_3 . (a) Calcola la massa (in grammi) di Al_2O_3 che si forma. (b) Quanto reagente in eccesso rimane alla fine della reazione?

Esempio 3.16

Il titanio è un metallo leggero, fortemente resistente alla corrosione, che viene usato, per esempio, nei razzi, aeroplani, motori per jet e telai di biciclette. Può essere ottenuto dalla reazione tra cloruro di titanio (IV) e magnesio fuso a temperature tra 950 e 1150 °C.



In un determinato processo industriale vengono fatti reagire 3.54×10^7 g di TiCl_4 con 1.13×10^7 g di Mg. (a) Calcola la resa teorica del Ti in grammi. (b) Calcola la resa percentuale se si ottengono realmente 7.91×10^6 g di titanio.

PROBLEMA DI VERIFICA 3.11

Problema Il carburo di silicio (SiC) è un importante materiale ceramico che viene prodotto facendo reagire a temperatura elevata la sabbia (diossido di silicio, SiO_2) con carbonio polverizzato. Si forma anche monossido di carbonio. Quando si trasformano 100,0 kg di sabbia, si ottengono 51,4 kg di SiC . Qual è la resa percentuale di SiC in questo processo?

Le Reazioni in Soluzione

Soluto e solvente

Una **soluzione** è una **miscela omogenea** di 2 o più sostanze

Il **solvente** è la sostanza presente in **maggiore** quantità

Il **soluto** è la sostanza(e) presente in **minore** quantità

Esistono soluzioni **liquide**, **solide** e **gassose**

Soluzione	Solvente	Soluto
Bibite (l)	H ₂ O	Zucchero, CO ₂
Aria (g)	N ₂	O ₂ , Ar, CH ₄
Lega leggera per saldatura (s)	Pb	Sn

Le Stechiometria in Soluzione

Concentrazione molare

La **concentrazione** di una soluzione è la quantità di **soluto** presente in una data quantità di **solvente o soluzione**

La **MOLARITÀ** (o concentrazione molare) indica la concentrazione in termini di **moli** di soluto su **litri** di soluzione

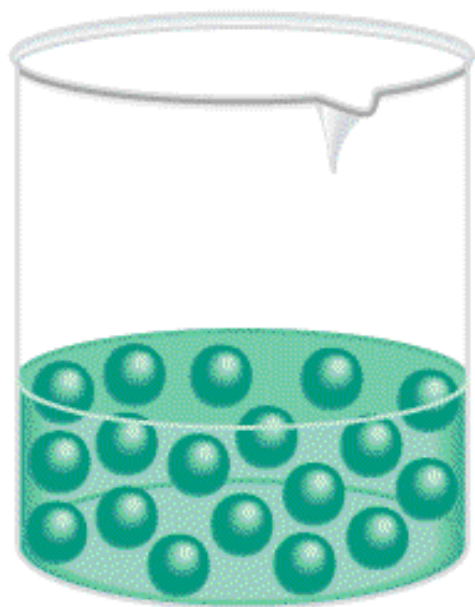
$$\text{Molarità} = M = \frac{\text{Moli di soluto}}{\text{Litri di soluzione}}$$



Le Stechiometria in Soluzione

Diluizione

La **DILUIZIONE** è il procedimento per preparare una soluzione *meno concentrata* da una soluzione *più concentrata* per aggiunta di solvente



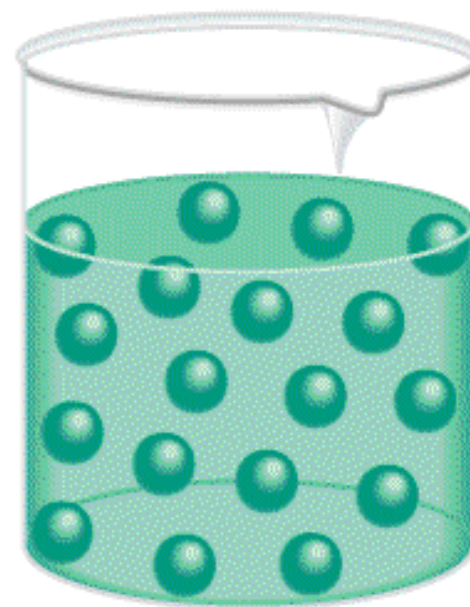
Moli di soluto
prima della diluizione (*i*)

$$n_i = M_i V_i$$

Diluizione



Aggiungi
Solvente



Moli di soluto
dopo la diluizione (*f*)

$$n_f = M_f V_f$$

Esempio 4.5

Quanti grammi di dicromato di potassio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) sono necessari per preparare 250 mL di una soluzione la cui concentrazione è 2.16 M?

Problema di verifica Qual è la molarità di una soluzione di 85 mL di etanolo ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) che contiene 1.77 g di etanolo?

Esempio 4.6

In un saggio biochimico, un chimico deve aggiungere 0.381 g di glucosio a una miscela reattiva. Calcolare il volume in millilitri di una soluzione 2.53 M di glucosio che si dovrebbe usare per l'aggiunta.

Problema di verifica Che volume (in millilitri) di una soluzione 0.315 M di NaOH contiene 6.22 g di NaOH?

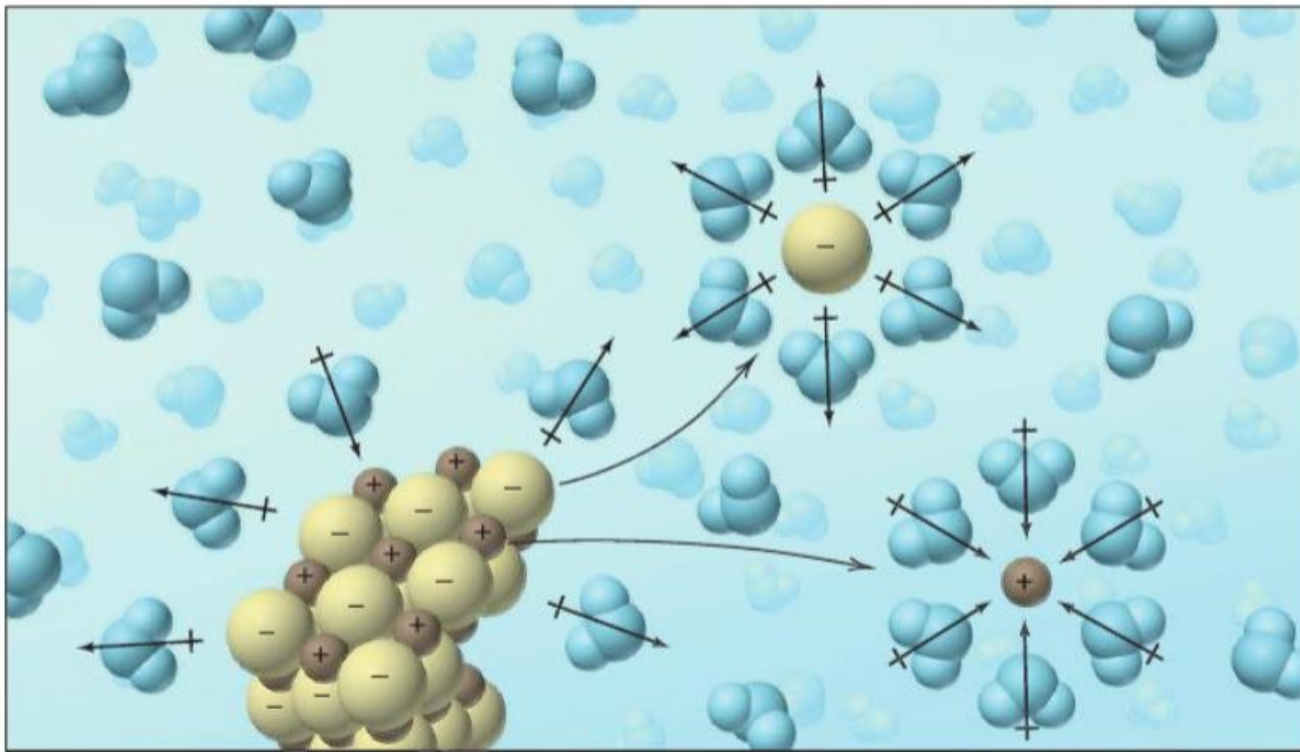
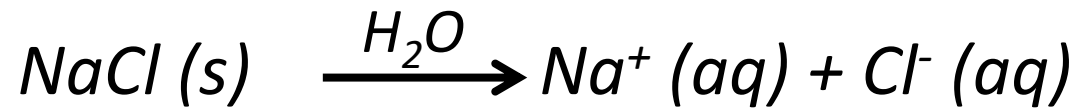
Esempio 4.7

Descrivi come prepareresti 5.00×10^2 mL di una soluzione 1.75 M di H_2SO_4 partendo da una soluzione concentrata 8.61 M di H_2SO_4 .

Problema di verifica Come prepareresti 2.00×10^2 mL di una soluzione 0.866 M di NaOH a partire da una soluzione concentrata 5.07 M?

L'idratazione

L'**IDRATAZIONE** è il processo in cui uno ione è *circondato da molecole di acqua* arrangiate in una maniera specifica.



Gli Elettroliti e i Non Elettroliti

Un **ELETTROLITA** è una sostanza che, sciolta in acqua, produce una soluzione che *può condurre elettricità*

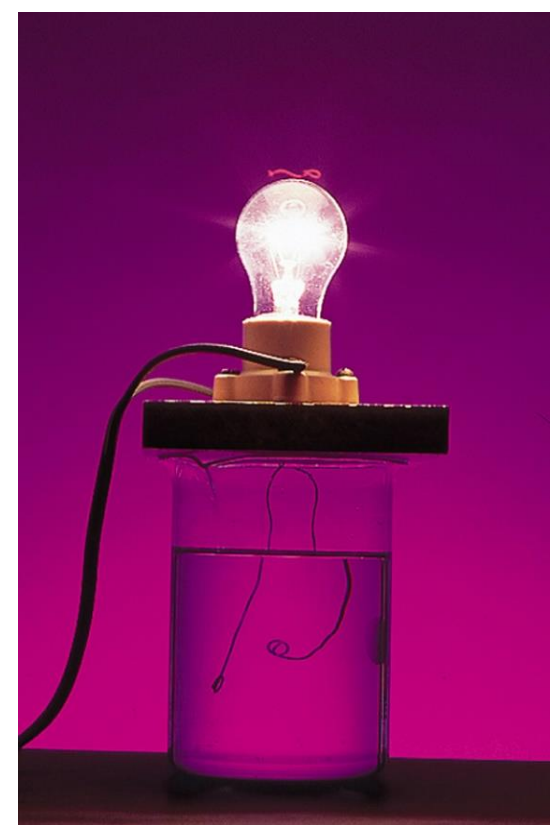
Un **NON ELETTROLITA** è una sostanza che, quando sciolta, produce una soluzione che *non conduce elettricità*



Non elettrolita

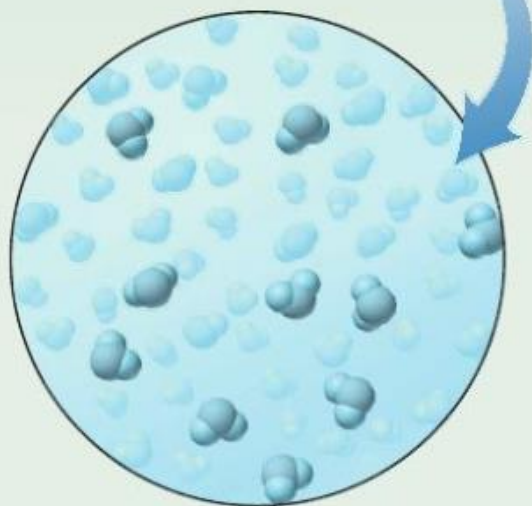


Elettrolita debole

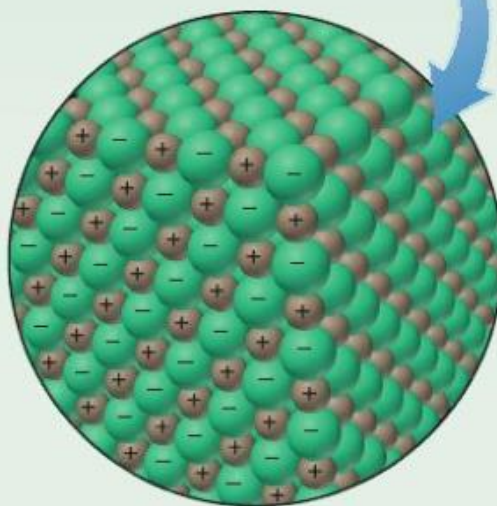


Elettrolita forte

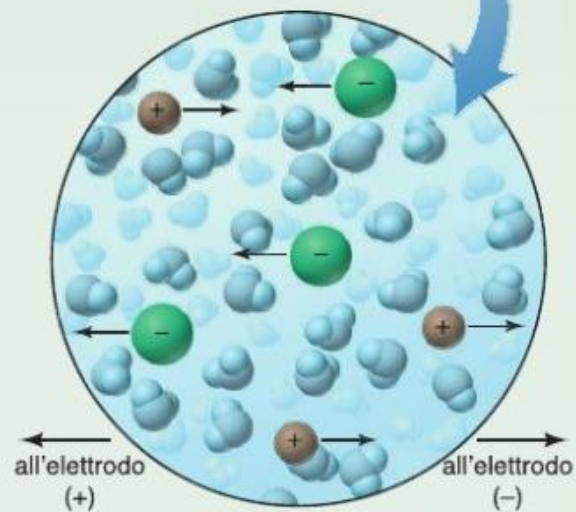
Gli Elettroliti e i Non Elettroliti



A L'acqua distillata non conduce corrente elettrica



B Gli ioni positivi e negativi, fissi in un solido, non conducono corrente elettrica



C In soluzione, gli ioni positivi e negativi si muovono e conducono corrente elettrica

Gli Elettroliti e i Non Elettroliti

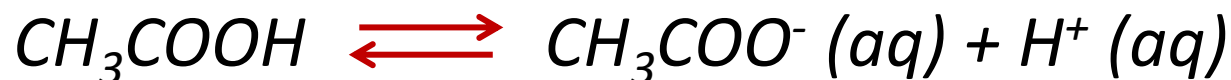
Chi conduce l'elettricità in soluzione?

Cationi (+) e Anioni (-)

Elettrolita *forte* \longrightarrow dissociazione *completa*



Elettrolita *debole* \longrightarrow *non completamente* dissociato



Equilibrio: la reazione *non è completamente* spostata a destra
(reazione non quantitativa)

Gli Elettroliti e i Non Elettroliti

Chi conduce l'elettricità in soluzione?

I non elettroliti non conducono l'elettricità

Non ci sono né cationi (+) né anioni (-) in soluzione

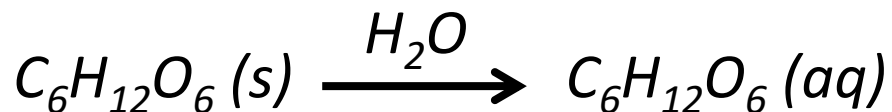


TABELLA 4.1 Classificazione dei soluti in soluzione acquosa		
Elettrolita forte	Elettrolita debole	Nonelettrolita
HCl	CH ₃ COOH	(NH ₂) ₂ CO (urea)
HNO ₃	HF	CH ₃ OH (metanolo)
HClO ₄	HNO ₂	C ₂ H ₅ OH (etanolo)
H ₂ SO ₄ *	NH ₃	C ₆ H ₁₂ O ₆ (glucosio)
NaOH	H ₂ O†	C ₁₂ H ₂₂ O ₁₁ (saccarosio)
Ba(OH) ₂		
Composti ionici		

* H₂SO₄ ha due ioni H⁺ ionizzabili.

† L'acqua pura è un elettrolita estremamente debole.

Determinazione delle moli di ioni in soluzioni ioniche acquose

PROBLEMA DI VERIFICA 4.1

Problema Quante moli di ciascuno ione sono presenti nelle seguenti soluzioni?

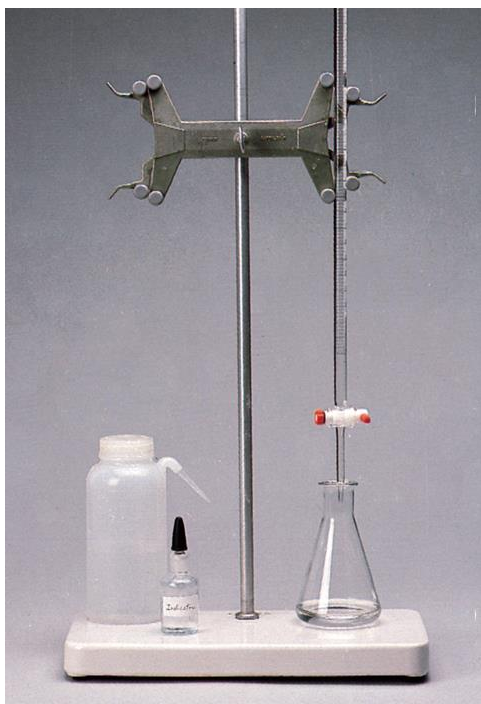
- (a) 5,0 mol di solfato di ammonio sciolto in acqua
- (b) 78,5 g di bromuro di cesio sciolto in acqua

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 4.1 Quante moli di ciascuno ione sono presenti in ciascuna soluzione?

- (a) 2 mol di perclorato di potassio sciolto in acqua
- (b) 354 g di acetato di magnesio sciolto in acqua
- (c) $1,88 \times 10^{24}$ unità formula di cromato di ammonio sciolto in acqua
- (d) 1,32 L di soluzione 0,55 M in bisolfato di sodio

Le Reazioni in Soluzione

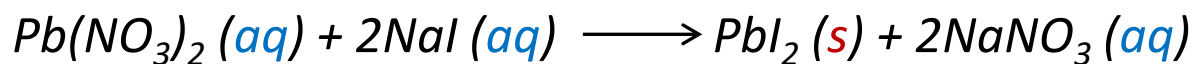
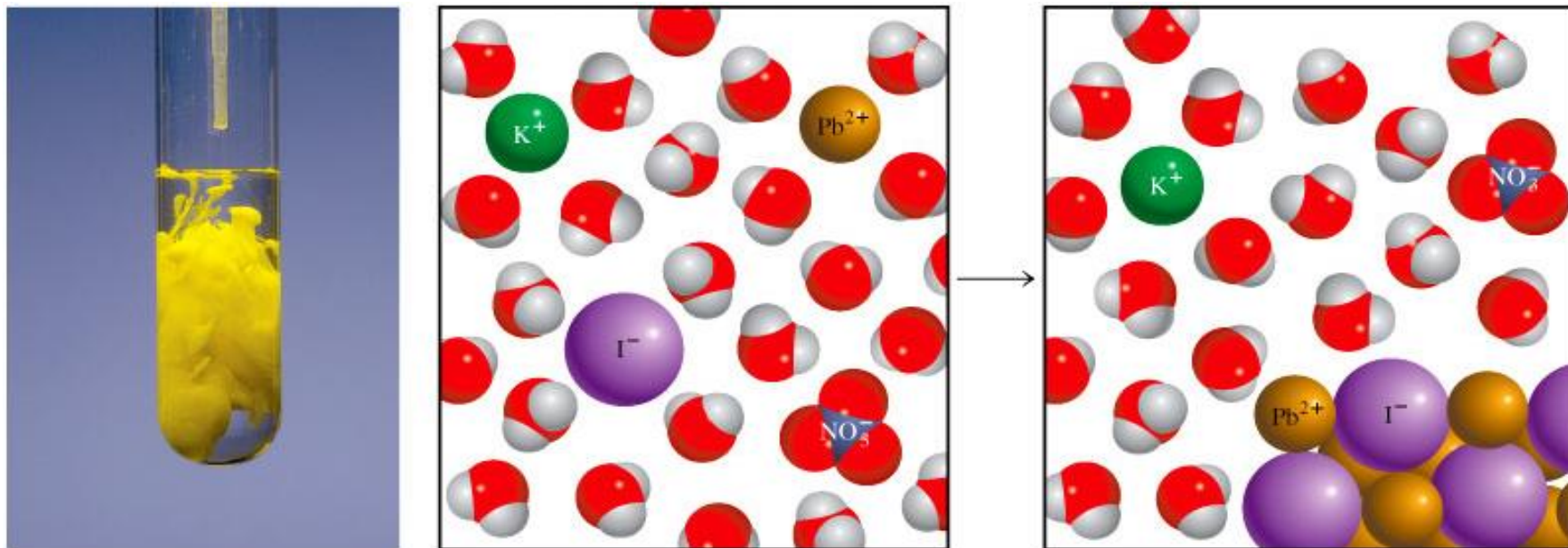
Reazioni di precipitazione



Reazioni di acido-base

Le Reazioni in di Precipitazione

Precipitato: solido insolubile che si separa dalla soluzione



Equazione molecolare

Le Reazioni in Soluzione

Tipi di equazioni chimiche

Equazione molecolare: le formule dei composti sono scritte come se tutte le specie esistessero come **unità indissociate**



Equazione ionica: mostra le specie disciolte come **ioni liberi**



Equazione ionica netta: mostra solo le specie che **prendono parte alla reazione**



Na^+ and NO_3^- sono
ioni **spettatori**

Le Reazioni in Soluzione

Scrivere l'equazione ionica netta

PROCEDIMENTO:

1. Scrivi l'equazione *molecolare bilanciata*
2. Scrivi l'equazione ionica mostrando gli *elettroliti forti completamente dissociati* in cationi e anioni
3. *Elimina gli ioni spettatori* da entrambi i lati dell'equazione ionica
4. Verifica che *cariche* e *numeri di atomi* siano bilanciati nell'equazione ionica netta

ESEMPIO:



La Solubilità

La **SOLUBILITÀ** è la **massima quantità** di soluto che si scioglie in una data quantità di solvente ad una **specificata temperatura**

TABELLA 4.2

Regole di solubilità in acqua a 25 °C per composti ionici di uso comune

Composti solubili	Eccezioni
Composti contenenti ioni di metalli alcalini (Li^+ , Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) e lo ione ammonio (NH_4^+)	
Nitrati (NO_3^-), bicarbonati (HCO_3^-), e clorati (ClO_3^-)	
Alogenuri (Cl^- , Br^- , I^-)	Alogenuri di Ag^+ , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Solfati (SO_4^{2-})	Solfati di Ag^+ , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Hg_2^{2+} e Pb^{2+}
Composti insolubili	Eccezioni
Carbonati (CO_3^{2-}), fosfati (PO_4^{3-}), cromati (CrO_4^{2-}), zolfuri (S^{2-})	Composti che contengono ioni di metalli alcalini e lo ione ammonio
Idrossidi (OH^-)	Composti che contengono ioni di metalli alcalini e lo ione Ba^{2+}

Esempio 4.1

Determinare quali dei seguenti composti sono solubili e quali insolubili: (a) solfato di argento (Ag_2SO_4), (b) carbonato di calcio (CaCO_3), (c) fosfato di sodio (Na_3PO_4).

Problema di verifica Determinare quali dei seguenti composti ionici sono solubili e quali insolubili:

(a) CuS , (b) $\text{Mg}(\text{OH})_2$, (c) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.

Esempio 4.2

Prevedere cosa accade quando una soluzione di solfato di potassio (K_3PO_4) si mescola con una soluzione di nitrato di calcio [$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$]. Scrivere un'equazione ionica netta per la reazione.

Problema di verifica Prevedere il precipitato prodotto mescolando una soluzione di $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ con una soluzione di NaOH . Scrivere l'equazione ionica netta per la reazione.

Come prevedere se avverrà una reazione di precipitazione; scrittura di equazioni ioniche

PROBLEMA DI VERIFICA 4.3

Problema Si preveda se avverrà una reazione quando si miscela ciascuna delle seguenti coppie di soluzioni. Se avviene effettivamente una reazione, si scrivano le equazioni molecolare, ionica totale e ionica netta bilanciate, e si identifichino gli ioni spettatori.

(a) Solfato di sodio(aq) + nitrato di stronzio(aq) \longrightarrow

(b) Perclorato di ammonio(aq) + bromuro di sodio (aq) \longrightarrow

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 4.3 Si preveda se avverrà o no una reazione e si scrivano le equazioni ioniche totali e nette bilanciate:

(a) Cloruro di ferro(III)(aq) + fosfato di cesio(aq) \longrightarrow

(b) Idrossido di sodio(aq) + nitrato di cadmio(aq) \longrightarrow

(c) Bromuro di magnesio(aq) + acetato di potassio(aq) \longrightarrow

(d) Solfato d'argento(aq) + cloruro di bario(aq) \longrightarrow

Le Reazioni Acido-Base

ACIDI

- Hanno un *sapore agro*
L'*aceto* deve il suo sapore all'*acido acetico*
Gli *agrumi* contengono *acido citrico*

- Provocano il *cambio di colore* nei *coloranti vegetali*

- Reagiscono con alcuni *metalli* per produrre *idrogeno* gassoso



- Reagiscono con *carbonati* e *bicarbonati* per produrre *diossido di carbonio* gassoso



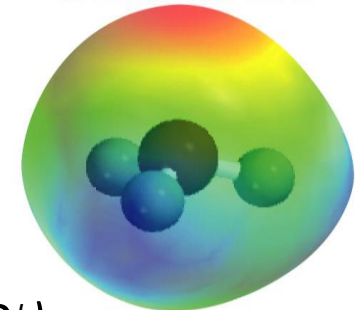
Le Reazioni Acido-Base

BASI

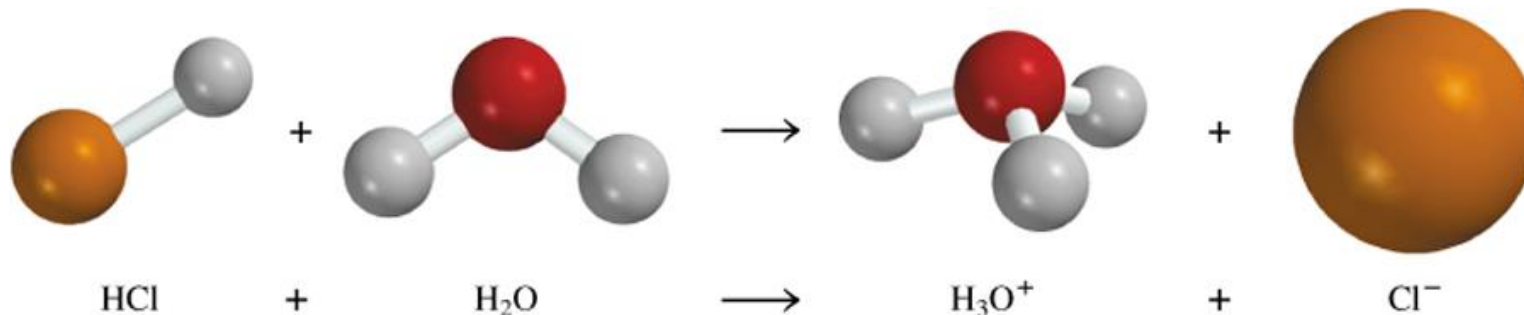
- Hanno un *sapore amaro*
- Sono *lisciviose*. Molti *saponi* contengono basi
- Provocano il *cambio di colore* nei *coloranti vegetali*

Le Reazioni Acido-Base

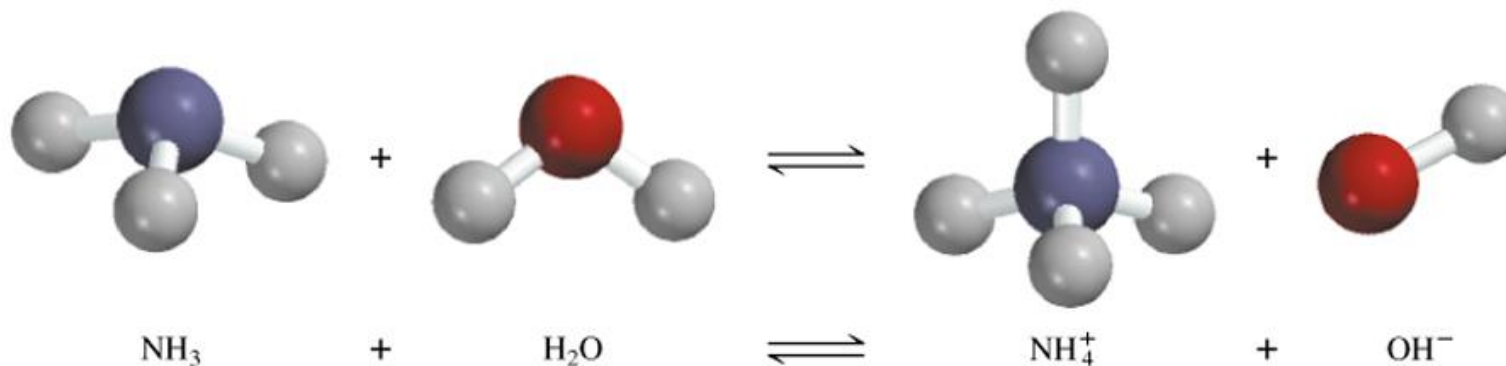
Acidi e basi secondo Arrhenius



ACIDO DI ARRHENIUS: una sostanza che in acqua produce **ioni H^+** (H_3O^+) *ione idronio*



BASE DI ARRHENIUS: una sostanza che in acqua produce **ioni OH^-**

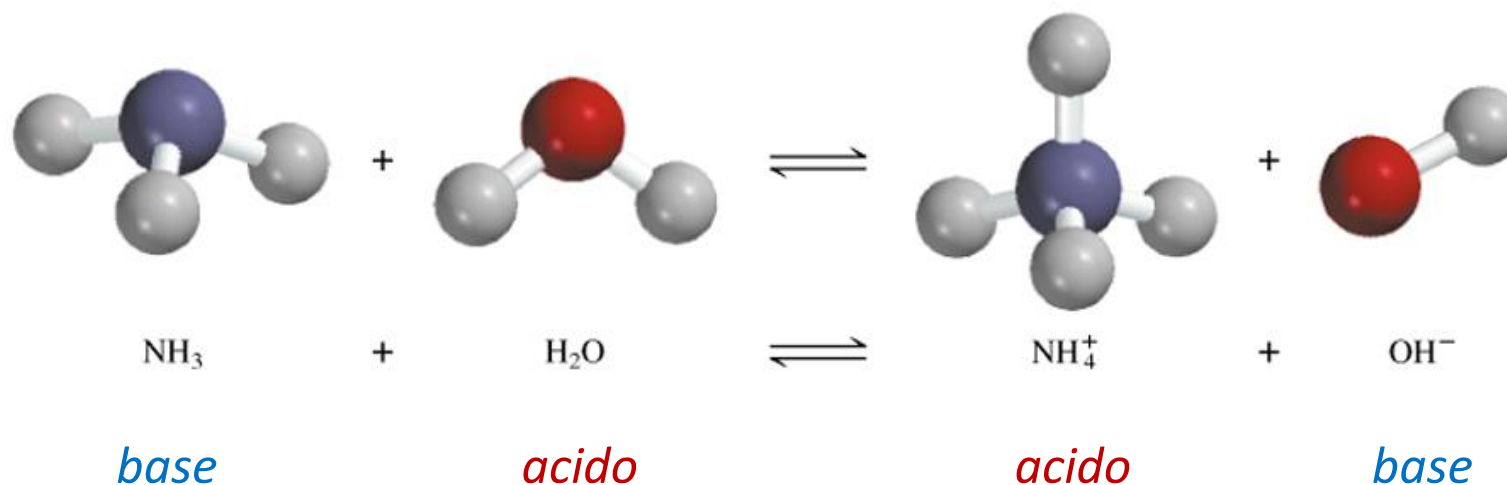


Le Reazioni Acido-Base

Acidi e basi secondo Brønsted

ACIDO DI BRØNSTED: donatore di protoni (ioni H^+)

BASE DI BRØNSTED: accettore di protoni

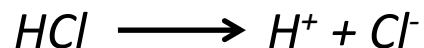


N.B.: Un acido di Brønsted deve contenere almeno un protone ionizzabile!

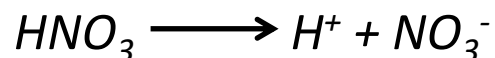
Le Reazioni Acido-Base

Acidi poliprotici

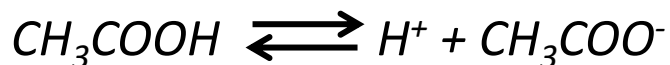
Acidi monoprotici



Elettrolita *forte*, acido *forte*

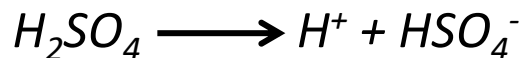


Elettrolita *forte*, acido *forte*

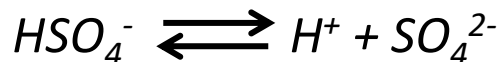


Elettrolita *debole*, acido *debole*

Acidi diprotici

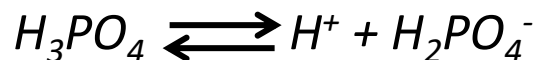


Elettrolita *forte*, acido *forte*

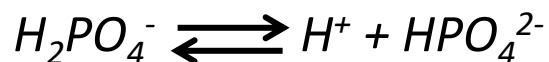


Elettrolita *debole*, acido *debole*

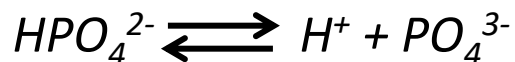
Acidi triprotici



Elettrolita *debole*, acido *debole*



Elettrolita *debole*, acido *debole*



Elettrolita *debole*, acido *debole*

Esempio 4.3

Classificare ciascuna delle seguenti specie in soluzione acquosa come acido o base di Brønsted: (a) HBr , (b) NO_2^- , (c) HCO_3^- .

Problema di verifica Classificare ciascuna delle seguenti specie come acido o base di Brønsted:

(a) SO_4^{2-} , (b) HI , (c) H_2PO_4^- .

Determinazione della molarità degli ioni H^+ in soluzioni acquose di acidi

PROBLEMA DI VERIFICA 4.2

Problema L'acido nitrico è un composto chimico importante nelle industrie dei fertilizzanti e degli esplosivi. In soluzione acquosa, ciascuna molecola si dissocia e l'H diventa uno ione H^+ solvatato. Qual è la molarità di $\text{H}^+(\text{aq})$ in una soluzione 1,4 M in acido nitrico?

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 4.2 Quante moli di $\text{H}^+(\text{aq})$ sono presenti in 451 mL di soluzione 3,20 M in acido bromidrico?

Le Reazioni Acido-Base

Reazione di neutralizzazione

Reazione acido/base: reazione di *trasferimento di protoni*



Equazione ionica



Equazione ionica netta



Scrittura delle equazioni ioniche per le reazioni acido-base

PROBLEMA DI VERIFICA 4.4

Problema Si scrivano l'equazione molecolare, l'equazione ionica totale e l'equazione ionica netta bilanciate per ciascuna delle seguenti reazioni acido-base e si identifichino gli ioni spettatori:

(a) Idrossido di stronzio(aq) + acido perclorico(aq) \longrightarrow

(b) Idrossido di bario(aq) + acido solforico(aq) \longrightarrow

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 4.4 Si scrivano l'equazione molecolare, l'equazione ionica totale e l'equazione ionica netta bilanciate per la reazione tra soluzioni acquose di idrossido di calcio e di acido nitrico.

Le Reazioni Acido-Base

Titolazione acido-base

In una **titolazione** una soluzione di concentrazione **accuratamente nota** viene aggiunta gradualmente ad un'altra soluzione di **concentrazione incognita** fino a che la reazione chimica tra le due soluzioni non sia **completa**

Punto di equivalenza: punto a cui la reazione è completa

Indicatore: sostanza che cambia colore al (o vicino al) punto di equivalenza

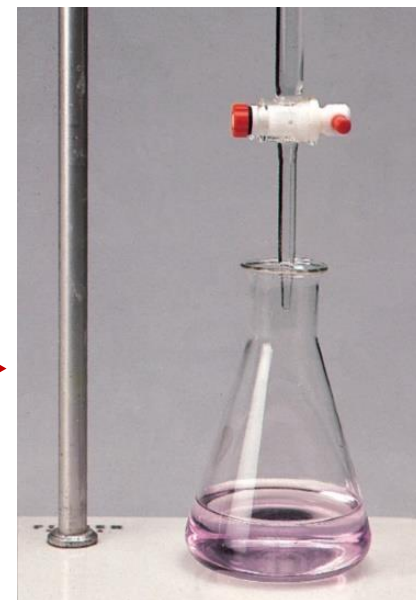
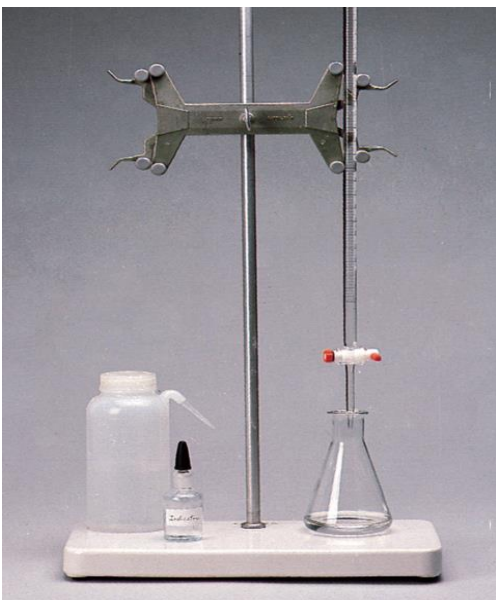
PROCEDIMENTO:

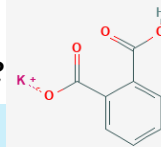
Aggiungi lentamente una base
ad un acido a concentrazione incognita



FINO A QUANDO

l'indicatore non cambia colore





Esempio 4.9

In un esperimento di titolazione, uno studente trova che 23.48 mL di una soluzione di NaOH sono necessari per neutralizzare 0.5468 g di KHP. Qual è la concentrazione (in molarità) della soluzione di NaOH?

Problema di verifica Quanti grammi di KHP sono necessari per neutralizzare 18.64 mL di una soluzione 0.1004 M di NaOH?

Esempio 4.10

Quanti millilitri (mL) di una soluzione 0.610 M di NaOH sono necessari per neutralizzare 20.0 mL di una soluzione 0.245 M di H₂SO₄?

Problema di verifica Quanti millilitri di una soluzione 1.28 M di H₂SO₄ sono necessari per neutralizzare 60.2 mL di una soluzione 0.427 M di KOH?

Determinazione della concentrazione di un acido mediante una titolazione acido-base

PROBLEMA DI VERIFICA 4.5

Problema Si esegue una titolazione acido-base per standardizzare una soluzione di HCl versando 50,00 mL di HCl in un matraccio con qualche goccia di soluzione di indicatore. Si versa nella buretta una soluzione 0,1524 M in NaOH e l'indicazione iniziale sulla scala della buretta è 33,87 mL. Nel punto finale, l'indicazione della buretta è 0,55 mL. Qual è la concentrazione della soluzione di HCl?

PROBLEMA DI APPROFONDIMENTO 4.5 Quale volume di soluzione 0,1292 M Ba(OH)₂ neutralizzerebbe 50,00 mL di soluzione di HCl standardizzata nel problema di verifica precedente?

Ripasso

Concetti fondamentali e parole chiave

- *Reazione chimica ed equazione chimica: reagenti, prodotti, bilanciamento*
- *Reagente limitante*
- *Resa di reazione: teorica effettiva, percentuale*
- *Reazioni in soluzione: soluto, solvente*
- *Molarità*
- *Diluizione*
- *Elettroliti forti e deboli, non elettroliti*
- *Reazioni di precipitazione*
- *Equazione molecolare, ionica, ionica netta, ione spettatore*
- *Solubilità*
- *Definizione di acido secondo Arrhenius e Bronsted*
- *Reazioni di neutralizzazione*
- *Titolazione acido-base: titolante, titolando, punto equivalente, indicatore*

Ripasso

Domande ed esercizi utili

Eserciziario Chang, Overby capitoli 3 & 4

Domande

3.55-3.58

3.61-3.62

3.79-3.80

3.87-3.88

4.1-4.6

4.15-4.16

4.25-4.30

4.51-4.52

4.61-4.62

4.69-4.70

4.75-4.76

Esercizi

3.59-3.60

3.63-3.78

3.81-3.86

3.89-3.92

3.93-3.109

3.111, 3.113

3.116, 3.117

Esercizi

4.7-4.14

4.17-4.24

4.31-4.34

4.53-4.60

4.63-4.68

4.77-4.80

4.82

4.84

4.89

4.90

4.92-4.103

4.106-4.108

4.114-4.116