

Esperienza n. 1

PREVISIONE E RICONOSCIMENTO DI ALCUNE REAZIONI DI METATESI.

REAZIONI IN SOLUZIONE¹

Alcuni tipi di reazioni ioniche, che non implicano processi di ossido-riduzione, possono essere previste sulla base di considerazioni molto semplici. Si avrà una reazione se in soluzione ci sono degli ioni che possono dar luogo ad un sale insolubile, ad un elettrolita debole poco dissociato (o ad un non-elettrolita) o infine ad un gas.

a) FORMAZIONE DI UN PRECIPITATO

Se in soluzioni ci sono ioni relativi a sali insolubili (o poco solubili) e sono in concentrazione superiore alla solubilità del sale, allora si ha la precipitazione del sale in questione.

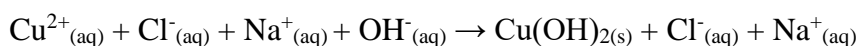
La tabella A enuncia alcune regole orientative sulla solubilità dei sali ed idrossidi più comuni, che possono rivelarsi utili sia in questa esperienza che nella pratica comune in laboratorio.

La tabella B fornisce delle indicazioni di carattere generale sulle sostanze che, in soluzione acquosa, sono elettroliti forti (ossia sostanze completamente dissociate in ioni con $\alpha \approx 1$, essendo $\alpha = \text{moli dissociate} / \text{moli totali della sostanza}$), elettroliti deboli (sostanze solo parzialmente dissociate in ioni: ossia $\alpha \ll 1$) e non-elettroliti (sostanze che in soluzione restano praticamente indissociate).

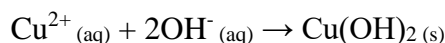
Esempio 1



CuCl_2 ed NaOH sono entrambi elettroliti forti e solubili e quindi in acqua esistono prevalentemente come ioni; si forma un precipitato di $\text{Cu}(\text{OH})_2(\text{s})$, idrossido insolubile, mentre gli ioni $\text{Cl}^-(\text{aq})$ ed $\text{Na}^+(\text{aq})$ restano in soluzione senza partecipare alla reazione (“ioni spettatori”).



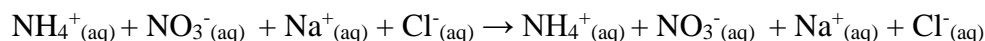
Il processo netto sarà, bilanciando massa e carica ed eliminando gli ioni spettatori:



¹Quando è possibile, in modo particolare in laboratorio, una reazione viene condotta in soluzione. Infatti affinché una reazione tra due sostanze possa avvenire, le particelle costituenti, siano esse ioni o molecole, devono entrare in contatto tra loro (urtarsi) e questo è facilitato in soluzione. Inoltre se la velocità della reazione dipende dalle concentrazioni dei reagenti è chiaro che tale velocità può essere facilmente controllata tramite il loro dosaggio.

²Nelle reazioni in soluzione acquosa i reagenti ed i prodotti sono spesso presenti in forma ionica e non in forma molecolare. Di questo bisogna tener conto nello scrivere le equazioni di reazione in soluzione. Le sostanze che sono simultaneamente solubili ed elettroliti forti vanno scritte in forma ionica (acidi e basi forti, la maggior parte dei sali solubili), mentre le altre sostanze vanno scritte in forma molecolare (elettroliti deboli, non-elettroliti, sostanze insolubili).

Esempio 2



In soluzione non ci sono ioni corrispondenti ad una sostanza poco solubile, per cui non si prevede alcuna reazione.

Per trasformare una eventuale equazione molecolare in equazione ionica si possono distinguere tre fasi:

1. si trasformano nei componenti ionici tutte le sostanze che in acqua si trovano come ioni (ossia, come già detto, solo le sostanze che sono contemporaneamente solubili ed elettroliti forti);
2. si eliminano gli ioni che si trovano nei due membri dell'equazione (talora detti "ioni spettatori"). In questa fase si ignorano i coefficienti stechiometrici;
3. si bilancia l'equazione risultante sia per quanto riguarda gli atomi che le cariche.

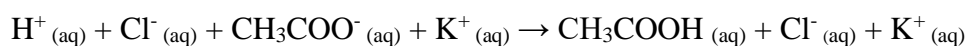
b) FORMAZIONE DI UN ELETTROLITA DEBOLE (O UN NON ELETTROLITA).

Se in una soluzione ci sono gli ioni corrispondenti ad un'elettrolita debole (od un non-elettrolita) allora si ha la formazione di questo elettrolita e quindi una reazione netta (vedi la tabella B sugli elettroliti).

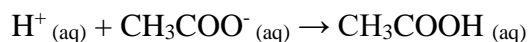
Esempio 1



In soluzione ci sono gli ioni corrispondenti a CH_3COOH (acido acetico) che è un elettrolita debole, per cui si ha la sua formazione.



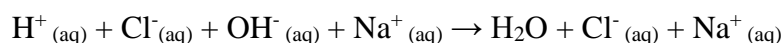
Il processo netto sarà perciò:



Esempio 2



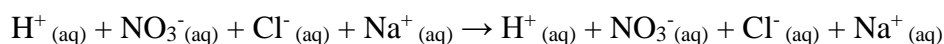
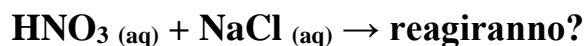
Si forma il non-elettrolita H_2O .



Il processo netto è:



Esempio 3

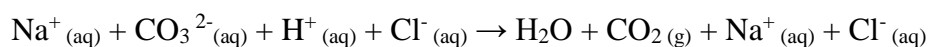
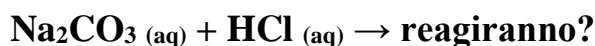


In soluzione non ci sono ioni che corrispondano ad un elettrolita debole, o ad una sostanza insolubile perciò non è prevista alcuna reazione.

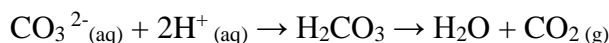
c) FORMAZIONE DI UN GAS

Un caso particolare di formazione di un elettrolita debole in cui si può prevedere una reazione è quando in soluzione ci siano ioni che possono dare origine ad una specie molecolare che può allontanarsi facilmente dall'ambiente di reazione direttamente come gas o indirettamente per decomposizione di un gas. I casi più comuni sono elencati in tabella C.

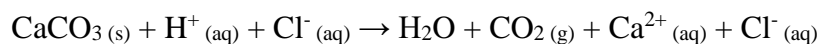
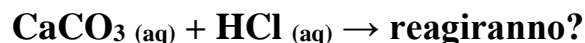
Esempio 1



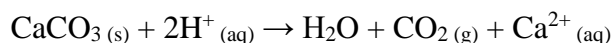
Il processo netto sarà:



Esempio 2



Il processo netto sarà:



PARTE SPERIMENTALE

Questa esperienza si prefigge almeno due obiettivi:

1. prevedere e riconoscere alcune reazioni di metatesi;
2. acquistare familiarità con alcune sostanze chimiche di uso comune. Osservarne lo stato fisico, il colore, e le caratteristiche cristalline (grandezza dei grani, lucentezza, etc.).

Per ognuna delle reazioni elencate³ procedi come segue:

- A. Prepara, in una provetta, una soluzione di acqua distillata di 2 ml (una pipettata) per ogni reagente. Alcune caratteristiche della soluzione come il colore o l'acidità³ possono essere utili per evidenziare una eventuale reazione. (Per preparare la soluzione è sufficiente usare una punta di spatola di sostanza).
- B. Mescola cautamente i due reagenti in una provetta ed osserva che cosa avviene (cautela!). Se lo ritieni utile ripeti la prova.

Ricorda che una reazione chimica può essere segnalata da una variazione nel sistema, come: cambio di colore, formazione di un precipitato, sviluppo di gas, cambio di acidità e sviluppo od assorbimento di calore.

MATERIALE OCCORRENTE

1. HCl 2M / HNO₃ 2M / NaOH 2M
2. Bottiglietta con contagocce di AgNO₃
3. CaCO_{3(s)} / Na₂CO_{3 (aq)} / NiSO_{4 (aq)} / CoCl_{2 (aq)} / NaCl_(aq) / NH₄NO_{3 (aq)} / CH₃COONa_(aq) / BaCl_{2 (aq)} / CuSO_{4 (aq)} / FeCl_{3 (aq)} / KCl_(aq) / KNO_{3 (aq)} / Na₃PO_{4(aq)}

OSSERVAZIONI

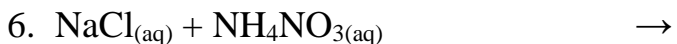
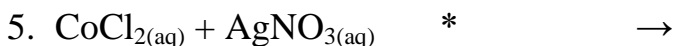
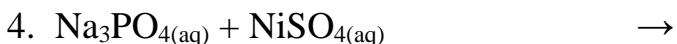
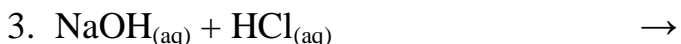
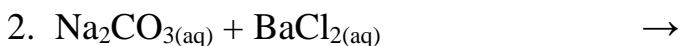
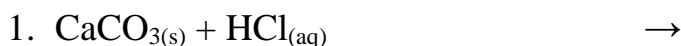
Per ciascuna delle reazioni riportate sotto indicare se si prevede (e nel caso scrivere come reazione ionica) che la reazione avvenga e per quale motivo

Indicare se avviene o no una trasformazione e in caso affermativo quale. Indicare gli elementi che giustificano la conclusione.

Spiegare, con l'aiuto della tabella C perchè lo sviluppo di NH_3 nella reazione n°8 è meno evidente per quanto riguarda l'effervescenza rispetto alle corrispondenti reazioni in cui si sviluppa CO_2 .

³ L'argomento "acidi e basi" verrà approfondito in seguito. Per ora definiamo acida una sostanza che disciolta in acqua fa aumentare la concentrazione di ioni H^+ (o meglio H_3O^+), base una sostanza che in acqua fa aumentare la concentrazioni di ioni OH^- . In una soluzione neutra la concentrazione di ioni H^+ ed OH^- è la stessa. L'acidità di una soluzione può essere misurata in modo approssimativo tramite particolari cartine indicatrici. Una mole di acido (base) forte produce una mole di ioni H^+ (OH^-); una mole di acido (base) debole produce una piccola frazione di mole di H^+ (OH^-).

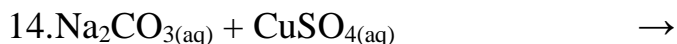
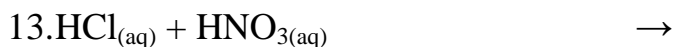
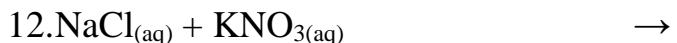
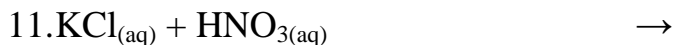
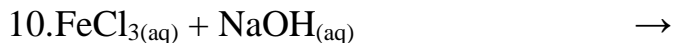
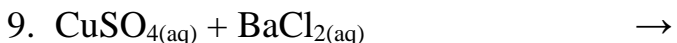
ELENCO DELLE REAZIONI



Test: odore di acido acetico dopo il mescolamento.



Test: odore di NH_3 dopo il mescolamento.



- Per quanto riguarda il nitrato d'argento, è consigliabile usarne solo poche gocce da bottigliette provviste di contagocce.

SECONDA PARTE

Materiale occorrente:

- FeSO₄, H₂SO₄ dil., KMnO₄, H₂O dist.
- 2 becker da 50 mL
- pipette di Pasteur.

Procedura Sperimentale (le reazioni vanno eseguite in una beuta piccola o in un beacker piccolo)

- a) Sciogliere in acqua del solfato ferroso ed aggiungere acido solforico diluito. Dividere la soluzione a metà.
- b) Nella prima metà della soluzione aggiungere goccia a goccia una soluzione di permanganato di potassio ed osservare le variazioni cromatiche.

Quesiti:

1. Scrivere e bilanciare la reazione redox che porta a Fe(III) e Mn(II).

TABELLA A

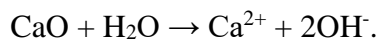
REGOLE DI SOLUBILITÀ DEI SALI ED IDROSSIDI PIÙ COMUNI

SONO SOLUBILI:

1. i sali dei **METALLI ALCALINI** e dello **IONE AMMONIO (NH₄⁺)**.
2. i **NITRITI, NITRATI, CLORATI, PERCLORATI** ed **ACETATI**,
l'acetato di Ag⁺ ed il perclorato di K⁺ sono moderatamente solubili.
3. gli **ALOGENURI**,
con eccezione dei sali di Pb²⁺, Ag⁺ ed Hg₂²⁺; PbCl₂ è debolmente solubile.
4. i **SOLFATI**,
i solfati di Ca²⁺ ed Ag⁺ sono moderatamente solubili;
i solfati di Sr²⁺, Ba²⁺, Pb²⁺ e Hg₂²⁺ sono insolubili.

SONO INSOLUBILI (Eccetto i sali del precedente punto 1):

1. i **CARBONATI, CROMATI** e **FOSFATI**.
2. i **SOLFURI**,
tranne i sali dei metalli alcalini e alcalino terrosi.
3. gli **IDROSSIDI**,
sono generalmente insolubili eccetto quelli dei metalli alcalini che sono solubili;
gli idrossidi di Ca²⁺, Sr²⁺ e Ba²⁺ sono moderatamente solubili.
4. gli **OSSIDI**,
eccetto quelli dei metalli alcalini e di Ca²⁺, Sr²⁺ e Ba²⁺.
Gli ossidi dei metalli, quando si sciolgono, reagiscono con l'acqua per formare idrossidi, per esempio:



SOLUZIONI SATURE

Concentrazioni tipiche di un sale in una soluzione satura:

Concentrazione > 0.10 M per un sale solubile.

Concentrazione < 0.01 M per un sale insolubile.

1.1 M $<$ Concentrazione < 0.10 M per un sale moderatamente solubile.

TABELLA B

ELETTROLITI

ELETTROLITI FORTI

1. **ACIDI FORTI**,
es.: HCl, HBr, HI, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄.
2. **BASI FORTI**,
es.: gli idrossidi alcalini ed alcalino terrosi.
3. **SALI**,
la maggior parte dei sali inorganici ed organici.

ELETTROLITI DEBOLI

1. la grande maggioranza di **ACIDI E BASI INORGANICI ED ORGANICI**.
2. gli alogenuri e i cianuri di metalli pesanti, per es. Pb e Hg, sono spesso elettroliti deboli.

NON-ELETTROLITI

1. **ACQUA**.
2. la grande maggioranza dei **COMPOSTI ORGANICI**.

VOLATILITÀ DI ALCUNI ACIDI

MOLTO VOLATILI:

H₂CO₃, H₂S, H₂SO₃;

MEDIAMENTE VOLATILI

	T_{eb} (°C)
HCl 20%	110
CH ₃ COOH	118
HNO ₃ 60%	120
HI 57%	127

PRATICAMENTE NON VOLATILI

	T_{eb} (°C)
H ₂ SO ₄	330
H ₃ PO ₄ (-H ₂ O)	213

Volatilità di A in acqua = χ_A fase vapore / χ_A fase liquida
 χ_A = frazione molare di A nella fase considerata.

TABELLA C

GAS E SOLUZIONI ACQUOSE

CO ₂	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$ CARBONATI e BICARBONATI
H ₂ S	$\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{g})$ SOLFURI , purché non estremamente insolubili
SO ₂	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$ SOLFITI e BISOLFITI
NO, NO ₂	$2\text{NO}_2^- + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{HNO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g})$ NITRITI
NH ₃	$3\text{HNO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + 2\text{NO}(\text{g}) + \text{HNO}_3(\text{aq})$ $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}$ SALI DI AMMONIO

SOLUBILITÀ IN ACQUA DEI GAS PIÙ COMUNI

(Litri di gas / litro di acqua) a 20°C

GAS POCO SOLUBILI	N ₂ (0.015)	H ₂ (0.018)
	CO (0.023)	O ₂ (0.031)
GAS ABBASTANZA SOLUBILI	CO ₂ (0.88)	Cl ₂ (2.0)
	H ₂ S (2.58)	
GAS MOLTO SOLUBILI	SO ₂ (39.4)	HCl (475)
	NH ₃ (700)	