

Comprende versione
ebook



F. Anfuso • L. Palmisano

Guida per la Risoluzione di Esercizi di Chimica

Accedi ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse

un libro che **non pesa**
e si **adatta** alle dimensioni
del **tuo lettore!**



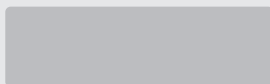
COLLEGATI AL SITO
EDISESUNIVERSITA.IT

ACCEDI AL
MATERIALE DIDATTICO

SEGUI LE
ISTRUZIONI

Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edisesuniversita.it** e accedere ai contenuti digitali.

Scopri il tuo **codice personale** grattando delicatamente la superficie



Il volume NON può essere venduto, né restituito, se il codice personale risulta visibile.
L'**accesso ai contenuti digitali** sarà consentito **per 18 mesi**.

Per attivare i **servizi riservati**, collegati al sito **edisesuniversita.it** e segui queste semplici istruzioni

Se sei registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- inserisci email e password
- inserisci le ultime 4 cifre del codice ISBN, riportato in basso a destra sul retro di copertina
- inserisci il tuo **codice personale** per essere reindirizzato automaticamente all'area riservata

Se non sei già registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- registrati al sito o autenticali tramite facebook
- attendi l'email di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edisesuniversita.it** e segui la procedura già descritta per *utenti registrati*



I contenuti digitali sono accessibili dalla propria **area riservata** secondo la procedura indicata nel frontespizio.

Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere all'**Ebook**, ovvero la versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire.

L'accesso ai contenuti digitali sarà consentito per **18 mesi**.

F. Anfuso • L. Palmisano

Guida per la Risoluzione di Esercizi di Chimica



GUIDA PER LA RISOLUZIONE DI ESERCIZI DI CHIMICA
F. Anfuso, L. Palmisano

Copyright © 2022, EdiSES Edizioni S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0
2026 2025 2024 2023 2022

Le cifre sulla destra indicano il numero e l'anno dell'ultima ristampa effettuata

A norma di legge è vietata la riproduzione, anche parziale, del presente volume o di parte di esso con qualsiasi mezzo.

L'Editore

L'Editore ha effettuato quanto in suo potere per richiedere il permesso di riproduzione del materiale di cui non è titolare del copyright e resta comunque a disposizione di tutti gli eventuali aventi diritto.

Composizione V Colore – Pordenone

Stampato presso

Vulcanica s.r.l. - Nola (NA)

Per conto della

EdiSES Edizioni S.r.l. – Piazza Dante, 89 – Napoli

www.edisesuniversita.it assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 082 2

I curatori, l'editore e tutti coloro in qualche modo coinvolti nella preparazione o pubblicazione di quest'opera hanno posto il massimo impegno per garantire che le informazioni ivi contenute siano corrette, compatibilmente con le conoscenze disponibili al momento della stampa; essi, tuttavia, non possono essere ritenuti responsabili dei risultati dell'utilizzo di tali informazioni e restano a disposizione per integrare la citazione delle fonti, qualora incompleta o imprecisa.

Realizzare un libro è un'operazione complessa e, nonostante la cura e l'attenzione poste dagli autori e da tutti gli addetti coinvolti nella lavorazione dei testi, l'esperienza ci insegna che è praticamente impossibile pubblicare un volume privo di imprecisioni. Saremo grati ai lettori che vorranno inviarci le loro segnalazioni e/o suggerimenti migliorativi sulla piattaforma assistenza.edises.it.

AUTORI

Prof. FRANCESCO ANFUSO *IISS E. Majorana, Palermo*

Prof. LEONARDO PALMISANO *Università degli Studi di Palermo*

PREFAZIONE

Questa breve Guida, che non ha la pretesa di sostituire il testo di Stechiometria, ma solo di esserne un complemento, è indirizzata agli studenti universitari dei corsi di Laurea in cui la Chimica è insegnata generalmente al primo anno e agli studenti delle scuole secondarie superiori ad indirizzo chimico/tecnologico. Gli Autori, infatti, hanno constatato sul campo che gli studenti sono messi a dura prova dai calcoli stechiometrici, ai quali spesso si avvicinano in modo improvvisato e caotico, il cui esito genera una “rassegnata ostilità” verso la materia. Alla luce di ciò, in ogni capitolo, dopo avere richiamato brevemente le leggi e le relazioni fondamentali, sono presentati alcuni problemi svolti, scelti fra i più significativi per ogni argomento. Tali problemi vengono visti come una specie di “puzzle”, la cui soluzione è scomposta in tanti “pezzi” che, applicati passo passo, tracciano un itinerario il cui schema logico può contribuire a condurre gradualmente lo studente ad acquisire un metodo efficace nell'impostare e svolgere i calcoli chimici. È stata, infine, inserita un'Appendice sulla geometria delle molecole.

Francesco Anfuso
Leonardo Palmisano

27 aprile 2022

INDICE GENERALE

1 Introduzione ai calcoli stechiometrici

1.1	MASSA ATOMICA O PESO ATOMICO (MA O PA)	1
1.2	MASSA MOLECOLARE O PESO MOLECOLARE (MM O PM)	2
1.3	MASSA MOLARE (mM)	2
1.4	MOLE (mol)	2
	Calcoli con le moli	2
1.5	CALCOLO DELLA FORMULA MINIMA E DELLA FORMULA MOLECOLARE	4
1.6	ASPETTI QUANTITATIVI NELLE REAZIONI CHIMICHE	5
	Procedimento per eseguire i calcoli stechiometrici: metodo delle moli	6
	Procedimento per eseguire i calcoli stechiometrici: metodo degli equivalenti	8
1.7	RESA PERCENTUALE DI UNA REAZIONE CHIMICA (r)	11

2 Bilanciamento delle equazioni chimiche

2.1	GENERALITÀ	13
2.2	BILANCIAMENTO CON IL METODO PER TENTATIVI	13
2.3	BILANCIAMENTO DI UNA REAZIONE DI OSSIDORIDUZIONE (REDOX): METODO DELLE SEMIREAZIONI (IONICO-ELETTRONICO)	15

2.4	BILANCIAMENTO DELLE REAZIONI DI DISMUTAZIONE O DI DISPROPORZIONE	20
3	Gas ideali e reazioni di combustione	
3.1	LEGGI DEI GAS IDEALI	22
3.2	DENSITÀ (d) E MASSA MOLARE (mM) DI UN GAS	23
3.3	MISCELE DI GAS IDEALI: RELAZIONI UTILI	24
3.4	REAZIONI DI COMBUSTIONE	27
	Reazioni di combustione completa con ossigeno	28
	Reazioni di combustione completa con aria	29
4	Concentrazione delle soluzioni	
4.1	CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI	32
	Concentrazioni espresse in unità fisiche	32
	Concentrazioni espresse in unità chimiche	33
4.2	MASSA EQUIVALENTE E EQUIVALENTE CHIMICO	34
4.3	CONVERSIONI TRA I DIVERSI MODI DI ESPRIMERE LA CONCENTRAZIONE	37
	Calcolo della molarità e della molalità di una soluzione, note la percentuale in massa e la densità	38
	Calcolo della molalità di una soluzione, note la molarità e la densità della soluzione	39
4.4	PROBLEMI DI DILUIZIONE	41
4.5	ASPETTI QUANTITATIVI NELLE REAZIONI IN SOLUZIONE	42

5 Proprietà colligative delle soluzioni

5.1	ELETTROLITI E NON ELETTROLITI	45
	Grado di dissociazione (α)	45
	Coefficiente di van't Hoff (i)	45
5.2	PROPRIETÀ COLLIGATIVE DELLE SOLUZIONI	46
	Abbassamento relativo della tensione di vapore	47
	Abbassamento crioscopico e innalzamento ebullioscopico	49
	Pressione osmotica	52

6 Cenni di termodinamica chimica

6.1	TERMOCHIMICA	54
6.2	PROPRIETÀ DELL'ENTALPIA E DEFINIZIONI UTILI	54
6.3	LEGGE DI HESS	56
6.4	ENERGIA LIBERA: UN CRITERIO DI SPONTANEITÀ	57
6.5	CALCOLO DELLA VARIAZIONE DI ENERGIA LIBERA STANDARD DI UNA REAZIONE	58

7 Equilibrio chimico e suoi aspetti termodinamici

7.1	EQUILIBRIO CHIMICO E COSTANTE DI EQUILIBRIO	61
	Modi per esprimere la costante di equilibrio e loro relazioni	61
7.2	CALCOLO DELLA COSTANTE DI EQUILIBRIO NOTA LA COMPOSIZIONE DEL SISTEMA ALL'EQUILIBRIO	62
	Un altro modo di risolvere i problemi sugli equilibri gassosi-molecolari	63
7.3	QUOZIENTE DI REAZIONE (Q): COME PREVEDERE IN CHE DIREZIONE PROCEDE UNA REAZIONE	65

7.4	CALCOLO DELLA COMPOSIZIONE ALL'EQUILIBRIO: VALORE DELLA COSTANTE DI EQUILIBRIO NOTO	66
7.5	EQUILIBRI ETEROGENEI	69
7.6	EQUILIBRI CHIMICI E GRADO DI DISSOCIAZIONE: DISSOCIAZIONE TERMICA	70
7.7	FATTORI CHE INFLUENZANO L'EQUILIBRIO CHIMICO	72
7.8	ENERGIA LIBERA E COSTANTE DI EQUILIBRIO	76
7.9	COSTANTE DI EQUILIBRIO E TEMPERATURA	77

8 Equilibri ionici in soluzione acquosa e calcolo del pH

8.1	GENERALITÀ SULLA RISOLUZIONE DEI PROBLEMI	80
	Relazioni utili (a 25°C)	81
8.2	CALCOLO DI pH DI SOLUZIONI DI ACIDI O BASI FORTI	82
8.3	CALCOLO DI pH DI MISCELE DI ACIDI FORTI CON BASI FORTI	85
	Procedimento	85
8.4	CALCOLO DI pH DI SOLUZIONI DI ACIDI DEBOLI MONOPROTICI: K_a E C_a NOTI	87
	Procedimento	87
8.5	CALCOLO DI pH E DI K_a : C_a E α NOTI	89
8.6	CALCOLO DI pH DI ACIDI DEBOLI POLIPROTICI	90
8.7	CALCOLO DI pH DI SOLUZIONI DI BASI DEBOLI MONOPROTICHE: K_b E C_b NOTI	91
8.8	IDROLISI SALINA: CALCOLO DI pH DI SOLUZIONI ACQUOSE DI SALI	92
8.9	CALCOLO DI pH DI SOLUZIONI SALINE: C_s , K_a O K_b NOTI	94

8.10	SOLUZIONI TAMPONE	100
8.11	CALCOLO DI pH DI TAMPONI ACIDO DEBOLE/BASE CONIUGATA	101
8.12	CALCOLO DI pH DI TAMPONI BASE DEBOLE/ACIDO CONIUGATO	103
8.13	CALCOLO DELLE VARIAZIONI DI pH (ΔpH) IN UNA SOLUZIONE TAMPONE	104
8.14	MISCELE DI ACIDI DEBOLI CON BASI FORTI O DI BASI DEBOLI CON ACIDI FORTI	105
9	Equilibri di solubilità	
9.1	SOLUZIONI SATURE, SOLUBILITÀ E EQUILIBRI DI SOLUBILITÀ	127
9.2	CALCOLO DEL K_{ps} NOTA LA SOLUBILITÀ (IN ACQUA PURA) E CALCOLO DELLA SOLUBILITÀ NOTO IL K_{ps}	128
9.3	EFFETTO DELLO IONE COMUNE SULLA SOLUBILITÀ	129
9.4	CONDIZIONI PER LA FORMAZIONE DI UN PRECIPITATO	131
10	Elettrochimica	
10.1	PILE	134
10.2	TIPI DI ELETTRODI E SCHEMATIZZAZIONE DI UNA PILA	134
10.3	SCALA DEI POTENZIALI STANDARD DI RIDUZIONE E°	136
10.4	CALCOLO DEL POTENZIALE DI RIDUZIONE DI UN ELETTRODO IN CONDIZIONI NON STANDARD	137
	Procedimento per calcolare il potenziale di un elettrodo	138

10.5	CALCOLO DELLA FORZA ELETTRIMOTRICE DI UNA PILA	141
	Procedimento	141
	Problemi inversi	144
10.6	PILE A CONCENTRAZIONE	145
10.7	CALCOLO DELLA COSTANTE DI EQUILIBRIO DI UNA REAZIONE REDOX	147
10.8	RELAZIONE TRA ENERGIA LIBERA, F.E.M. DI UNA PILA E COSTANTE DI EQUILIBRIO	148
10.9	ELETTROLISI	149
10.10	ASPETTI QUANTITATIVI DELL'ELETTROLISI: LE LEGGI DI FARADAY	150
	Rendimento di corrente o faradico	151
10.11	CALCOLO DEL POTENZIALE DI DECOMPOSIZIONE	153
Appendice Formule di struttura di alcune molecole e ioni		156

Equilibri di solubilità

9.1 SOLUZIONI SATURE, SOLUBILITÀ E EQUILIBRI DI SOLUBILITÀ

Una **soluzione** si definisce **satura** quando è in equilibrio con un eccesso di soluto solido (detto **corpo di fondo** o **precipitato**).

Si definisce **solubilità** di una sostanza la *concentrazione della soluzione satura*, ad una certa temperatura. Si esprime di solito in mol/L (**solubilità molare**, indicata con **S**) o in g/L.

In una soluzione satura di un elettrolita poco solubile si stabilisce un *equilibrio eterogeneo* fra il soluto indisciolto dell'elettrolita (A_nB_m) e i suoi ioni in soluzione, detto **equilibrio di solubilità**, a cui corrisponde il **prodotto di solubilità** (K_{ps}), il cui valore è di solito riferito a 25°C:



Ad esempio:



Se l'elettrolita poco solubile è forte (in genere, sali o idrossidi), la solubilità **S** si può correlare alle concentrazioni degli ioni presenti in soluzione nel seguente modo:

	$A_nB_{m(s)}$	\rightleftharpoons	$n A_{(aq)}^{m+}$	+	$m B_{(aq)}^{n-}$
mol/L					
I			0		0
F			$n \cdot S$		$m \cdot S$

per cui si ha: $[A^{m+}] = nS$; $[B^{n-}] = mS$ che sostituiti nell'espressione del K_{ps} danno:

$$K_{ps} = (nS)^n (mS)^m = n^n \cdot m^m \cdot S^{n+m} \text{ da cui: } S = \sqrt[n+m]{\frac{K_{ps}}{n^n \cdot m^m}} \quad (9.2)$$

Si sottolinea che quando si mettono in relazione solubilità e K_{ps} , *la solubilità deve essere espressa in molarità*.

9.2 CALCOLO DEL K_{ps} NOTA LA SOLUBILITÀ (IN ACQUA PURA) E CALCOLO DELLA SOLUBILITÀ NOTO IL K_{ps}

ESEMPIO 9.1 Calcolare il K_{ps} di $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ($mM = 106,8 \text{ g/mol}$), sapendo che la sua solubilità, a 25°C , è $5,2 \cdot 10^{-8} \text{ g/L}$.

DATI E RICHIESTA $s = 5,2 \cdot 10^{-8} \text{ g/L}$; $mM = 106,8 \text{ g/mol}$; $K_{ps} = ?$

SOLUZIONE

STEP 1 Calcolare la solubilità molare: $S = \frac{\text{g/L}}{mM} = \frac{(5,2 \cdot 10^{-8}) \text{ g/L}}{106,8 \text{ g/mol}} = 4,9 \cdot 10^{-10} \text{ mol/L}$

STEP 2 Scrivere l'equilibrio di solubilità e lo schema "I-F":

	$\text{Fe}(\text{OH})_{3(s)}$	\rightleftharpoons	$\text{Fe}^{3+}_{(aq)}$	+	$3 \text{ OH}^{-}_{(aq)}$
mol/L					
I			0		0
F			S		$3 \cdot S$

per cui si ha: $[\text{Fe}^{3+}] = S$; $[\text{OH}^{-}] = 3 \cdot S$.

STEP 3 Scrivere l'espressione del K_{ps} , fare le sostituzioni e risolvere:

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] [\text{OH}^{-}]^3 = (S) (3S)^3 = 27 S^4 = 27 (4,9 \cdot 10^{-10})^4 = 1,5 \cdot 10^{-36}.$$

ESEMPIO 9.2 Calcolare quanti mg di CaF_2 ($mM = 78,1 \text{ g/mol}$) si sciolgono, a 25°C , in 250 mL di una sua soluzione satura ($K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-11}$).

DATI E RICHIESTA $V_{\text{solz}} = 250 \text{ mL}$; $mM = 78,1 \text{ g/mol}$; $K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-11}$; $\text{mg}_{\text{CaF}_2} (\text{sciolti}) = ?$

SOLUZIONE

STEP 1 Scrivere l'equilibrio di solubilità e lo schema "I-F":

	$\text{CaF}_{2(s)}$	\rightleftharpoons	$\text{Ca}^{2+}_{(aq)}$	+	$2\text{F}^{-}_{(aq)}$
mol/L					
I			0		0
F			S		$2 \cdot S$

per cui si ha: $[\text{Ca}^{2+}] = S$; $[\text{F}^-] = 2 \cdot S$.

STEP 2 Scrivere l'espressione del K_{ps} , fare le sostituzioni e risolvere:

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = (S) (2S)^2 = 4 S^3 \text{ da cui } S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{3,2 \cdot 10^{-11}}{4}} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.}$$

STEP 3 Convertire la solubilità molare: $\text{g/L} = S \cdot \text{mM} = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot 78,1 \text{ g/mol} = 0,016 \text{ g/L}$ e dalla proporzione: $0,016 \text{ g} : 1000 \text{ mL} = x : 250 \text{ mL}$ si ricava: $x = 0,0040 \text{ g} = 4,0 \text{ mg}$.

9.3 EFFETTO DELLO IONE COMUNE SULLA SOLUBILITÀ

Quando nella soluzione satura di un elettrolita poco solubile è presente un elettrolita forte solubile che libera uno *ione comune* a quelli del soluto ionico poco solubile, l'equilibrio di solubilità si sposta a sinistra e *la solubilità diminuisce*.

ESEMPIO 9.3 Calcolare la solubilità, a 25°C , di CaF_2 ($K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-11}$): **a)** in una soluzione di CaCl_2 $0,10 \text{ M}$; **b)** in una soluzione di NaF $0,10 \text{ M}$.

DATI E RICHIESTA $K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-11}$; $C_{s(\text{CaCl}_2)} = 0,10 \text{ M}$; $C_{s(\text{NaF})} = 0,10 \text{ M}$; **S = ?**

SOLUZIONE

a) STEP 1 Scrivere la reazione di dissociazione di CaCl_2 (sale solubile) e l'equilibrio di solubilità con gli schemi "I-F":

	CaCl_2	\rightarrow	Ca^{2+}	+	2Cl^-
mol/L					
I	0,10		0		0
F	0		0,10		$2 \cdot 0,10$

	$\text{CaF}_{2(s)}$	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	+	$2\text{F}_{(aq)}^-$
mol/L					
I			0,10		0
F			$0,10 + S$		$2 \cdot S$

Nel calcolo, in genere, si trascura il contributo degli ioni provenienti dall'elettrolita poco solubile, rispetto allo ione comune (nell'es. Ca^{2+}) proveniente da elettroliti solubili, per cui si ha:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 0,10 + S \simeq 0,10; [\text{F}^-] = 2 \cdot S.$$

STEP 2 Scrivere l'espressione del K_{ps} , fare le sostituzioni e risolvere:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = (0,10) (2S)^2 = 0,40 \cdot S^2 \text{ da cui } S = \sqrt{\frac{K_{\text{ps}}}{0,40}} = \sqrt{\frac{3,2 \cdot 10^{-11}}{0,40}} = 8,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}.$$

STEP 3 Controllare la validità dell'approssimazione: è lecita, essendo $8,9 \cdot 10^{-6} \ll 0,10$; in caso contrario, bisogna risolvere l'equazione "esatta".

b) STEP 1 Scrivere la reazione di dissociazione di NaF (sale solubile) e l'equilibrio di solubilità con gli schemi "I-F":

	NaF	\rightarrow	Na^+	+	F^-
mol/L					
I	0,10		0		0
F	0		0,10		0,10

	$\text{CaF}_{2(s)}$	\rightleftharpoons	Ca^{2+}	+	2F^-
mol/L					
I			0		0,10
F			S		$0,10 + 2 \cdot S$

per cui si ha: $[\text{Ca}^{2+}] = S$; $[\text{F}^-] = 0,10 + 2 \cdot S \simeq 0,10$.

STEP 2 Scrivere l'espressione del K_{ps} , fare le sostituzioni e risolvere:

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^-]^2 = (S) (0,10)^2 = 0,010 \cdot S \text{ da cui } S = \frac{K_{\text{ps}}}{0,010} = \frac{(3,2 \cdot 10^{-11})}{(1,0 \cdot 10^{-2})} = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L}.$$

STEP 3 Controllare la validità dell'approssimazione: è lecita, essendo $2 \cdot 3,2 \cdot 10^{-9} \ll 0,10$.

Confrontando i risultati ottenuti con la solubilità di CaF_2 da solo in acqua pura calcolata nell'Esempio 9.2 ($S = 2,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L}$), si vede che la solubilità è diminuita in entrambi i casi.

NOTA In modo più rapido, la solubilità si può ricavare, calcolando, dall'espressione del K_{ps} , la concentrazione dello ione che deriva soltanto dalla dissociazione dell'elettrolita poco solubile, tenuto conto della stechiometria dell'equilibrio di solubilità:

- **caso a)** $[F^-] = 2 \cdot S = \sqrt{\frac{K_{ps}}{[Ca^{2+}]}} = \sqrt{\frac{(3,2 \cdot 10^{-11})}{(1,0 \cdot 10^{-1})}} = 1,79 \cdot 10^{-5}$
da cui: $S = \frac{(1,79 \cdot 10^{-5})}{2} = 8,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L.}$
- **caso b)** $[Ca^{2+}] = S = \frac{K_{ps}}{[F^-]^2} = \frac{(3,2 \cdot 10^{-11})}{(1,0 \cdot 10^{-1})^2} = 3,2 \cdot 10^{-9} \text{ mol/L.}$

9.4 CONDIZIONI PER LA FORMAZIONE DI UN PRECIPITATO

Mescolando due soluzioni di elettroliti forti solubili, contenenti ciascuna uno degli ioni che formano un elettrolita poco solubile, è possibile prevedere se avviene la precipitazione di quest'ultimo.

A tale scopo, bisogna preliminarmente calcolare il **quoziente di reazione** (Q_s) e confrontarlo con il valore del K_{ps} . Pertanto, per il generico elettrolita A_nB_m descritto prima, si ha:

$$Q_s = [A^{m+}]^n [B^{n-}]^m \quad (9.3)$$

dove le $[]$ degli ioni riportate (riferite all'atto del mescolamento) sono date dal rapporto fra il numero di moli mescolate di ciascuno ione e il volume totale della soluzione risultante.

Si possono verificare i seguenti casi:

- se $Q_s < K_{ps}$ la soluzione è *insatura* (non si forma precipitato);
- se $Q_s > K_{ps}$ la soluzione è *sovrasatura* (si forma precipitato);
- se $Q_s = K_{ps}$ la soluzione è *satura* (contiene la massima quantità di solido disciolto).

ESEMPIO 9.4 Determinare: **a)** se si forma, a 25°C, un precipitato di CaF_2 ($K_{ps} = 3,2 \cdot 10^{-11}$), quando si mescolano 100 mL di una soluzione di $CaCl_2$ 0,20 M con 200 mL di una soluzione di NaF 0,15 M; **b)** il peso del precipitato di CaF_2 ($mM = 78,1 \text{ g/mol}$) eventualmente ottenuto.

DATI E RICHIESTA $V_{\text{CaCl}_2} = 100 \text{ mL}$; $C_{s(\text{CaCl}_2)} = 0,20 \text{ M}$; $V_{\text{NaF}} = 200 \text{ mL}$; $C_{s(\text{NaF})} = 0,15 \text{ M}$; $K_{\text{ps}} = 3,2 \cdot 10^{-11}$; $m_{\text{CaF}_2} = 78,1 \text{ g/mol}$; **avviene la precipitazione?**; $m_{\text{CaF}_2} = ?$

SOLUZIONE

a) STEP 1 Calcolare le mmol di ciascun sale solubile:

$$mn_{\text{CaCl}_2} = M \cdot V_{\text{mL}} = 0,20 \cdot 100 = 20 \text{ mmol};$$

$$mn_{\text{NaF}} = M \cdot V_{\text{mL}} = 0,15 \cdot 200 = 30 \text{ mmol}.$$

STEP 2 Scrivere le reazioni di dissociazione dei sali e gli schemi “I-F”:

	CaCl ₂	→	Ca ²⁺	+	2 Cl ⁻
mmol					
I	20		0		20
F	0		20		20

	NaF	→	Na ⁺	+	F ⁻
mmol					
I	30		0		0
F	0		30		30

STEP 3 Calcolare le [] degli ioni Ca²⁺ e F⁻ nell'istante in cui avviene il mescolamento, tenendo conto che il volume della soluzione finale è

$$V_{\text{totale}} = 100 + 200 = 300 \text{ mL};$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{20 \text{ mmol}}{300 \text{ mL}} = 6,7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}; [\text{F}^{-}] = \frac{30 \text{ mmol}}{300 \text{ mL}} = 1,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol/L}.$$

STEP 4 Scrivere l'equilibrio di solubilità, calcolare il Q_s e confrontarlo con il valore del K_{ps}:



$$Q_s = [\text{Ca}^{2+}] [\text{F}^{-}]^2 = (6,7 \cdot 10^{-2}) (1,0 \cdot 10^{-1})^2 = 6,7 \cdot 10^{-4} \gg K_{\text{ps}},$$

per cui si ha precipitazione.

b) Poiché lo ione Ca²⁺ è in largo eccesso, si assume che praticamente tutto lo

ione F^- (reagente limitante) precipita come CaF_2 . Dal rapporto stechiometrico fra CaF_2 e F^- (1:2) si deduce:

$$mn_{CaF_2} = \frac{1}{2} \cdot mn_{F^-} = \frac{1}{2} \cdot (30 \text{ mmol}) = 15 \text{ mmol};$$

in conclusione: $m_{CaF_2} = n \cdot mM = 0,015 \text{ mol} \cdot 78,1 \text{ g/mol} = 1,2 \text{ g}$.



F. Anfuso • L. Palmisano

Guida per la Risoluzione di Esercizi di Chimica

Accedi ai contenuti digitali > Espandi le tue risorse > con un libro che **non pesa** e si **adatta** alle dimensioni del tuo **lettore**



All'interno del volume il **codice personale** e le istruzioni per accedere ai contenuti digitali.
L'accesso alle risorse digitali è **gratuito** ma limitato a **18 mesi dalla attivazione del servizio**.



€ 8,00

