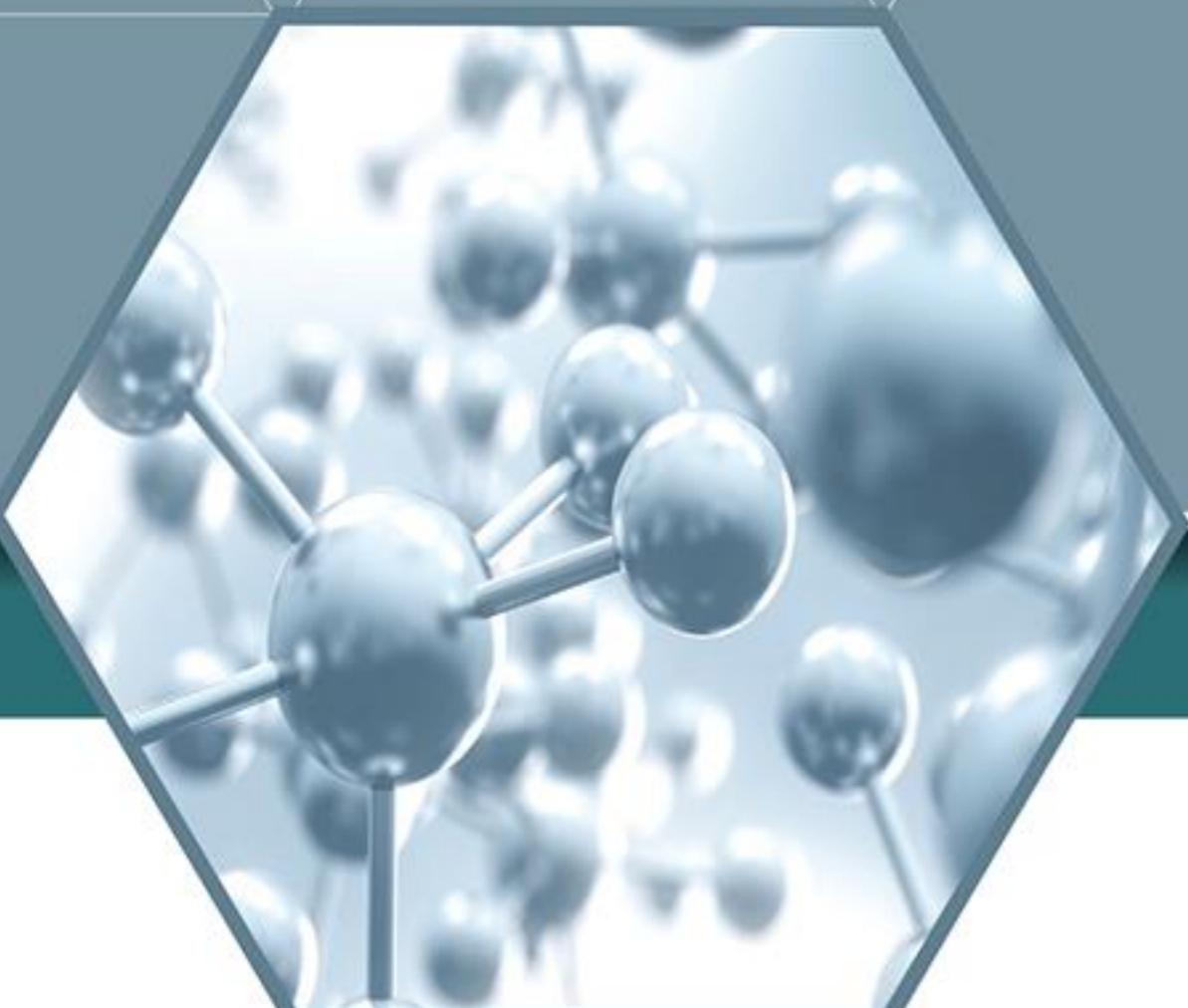


ESERCIZIARI PER INGEGNERIA

Chimica

Ivano Alessandri
Elza Bontempi
Laura Borgese
Laura E. Depero
Stefania Federici
Costantino Signorini
Annalisa Zacco

TERZA EDIZIONE



Accedi ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse

un libro che **non pesa**
e si **adatta** alle dimensioni
del **tuoi 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 autenticati 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**.

ESERCIZIARI PER INGEGNERIA

CHIMICA

III edizione

IVANO ALESSANDRI
ELZA BONTEMPI
LAURA BORGESE
LAURA E. DEPERO
STEFANIA FEDERICI
COSTANTINO SIGNORINI
ANNALISA ZACCO



Eserciziari per ingegneria
CHIMICA – *III edizione*
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.*

Fotocomposizione: V colore di Francesco Omaggio - Pordenone

Stampato presso

PrintSprint S.r.l – Napoli

per conto della

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

www.edisesuniversita.it

assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 106 5

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

Prefazione

Questo eserciziario è stato realizzato come guida alla risoluzione degli esercizi di chimica generale dei corsi di studio universitari delle macro-aree ingegneristiche, da docenti del Settore Scientifico Disciplinare di Fondamenti di Chimica delle Tecnologie (CHIM/07). Esso non intende sostituire il libro di testo. La raccolta di esercizi è suddivisa in capitoli. Ogni capitolo contiene una parte introduttiva che riassume gli aspetti teorici necessari per affrontare gli esercizi, alcuni interamente o parzialmente svolti, affinché lo studente possa capire come vengono applicate le nozioni teoriche, altri con il solo risultato numerico, allo scopo di consentire allo studente di verificare le capacità acquisite.

L'eserciziario è stato quindi concepito in modo simile alle esercitazioni scritte, che vengono realizzate in aula, durante lo svolgimento dei corsi. Alcuni degli esercizi riportati sono stati proposti agli studenti della macro-area di ingegneria durante le prove d'esame.

L'eserciziario è stato rivisto in modo significativo nella nuova edizione. In particolare, sono stati introdotti due argomenti: la chimica nucleare e la chimica organica.

Gli autori desiderano ringraziare la prof.ssa Alessandra Gianoncelli e la Ing. Mariangela Brisotto, che hanno contribuito alla realizzazione delle prime due edizioni dell'eserciziario.

Gli autori

IVANO ALESSANDRI

ELZA BONTEMPI

LAURA BORGESE

LAURA E. DEPERO

STEFANIA FEDERICI

COSTANTINO SIGNORINI

ANNALISA ZACCO

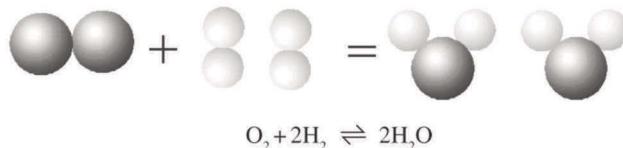
Indice generale

CAPITOLO 1 NOZIONI DI BASE	1
1.1. Grandezze fisiche	1
1.2. Cifre significative e notazione scientifica	1
1.3. Arrotondamenti	2
1.4. Unità di misura	3
1.5. Errori	5
1.6. La materia	5
Esercizi riepilogativi	5
CAPITOLO 2 L'ATOMO.....	11
Esercizi svolti	12
Esercizi riepilogativi	18
CAPITOLO 3 LA STECHIOMETRIA E LE REAZIONI CHIMICHE	21
Esercizi svolti	22
Esercizi riepilogativi	39
CAPITOLO 4 I GAS	45
Esercizi svolti	47
Esercizi riepilogativi	57
CAPITOLO 5 LA STRUTTURA ATOMICA	61
Esercizi svolti	63
Esercizi riepilogativi	67
CAPITOLO 6 LE STRUTTURE DI LEWIS	73
Esercizi svolti	75
Esercizi riepilogativi	89
CAPITOLO 7 LA TEORIA VSEPR	93
Esercizi svolti	94
Esercizi riepilogativi	100

CAPITOLO 8 LE OSSIDO-RIDUZIONI	103
Esercizi svolti	104
Esercizi riepilogativi	121
CAPITOLO 9 LA TERMOCHIMICA	125
Esercizi svolti	127
Esercizi riepilogativi	134
CAPITOLO 10 LA CINETICA CHIMICA	139
Esercizi Svolti	141
Esercizi Riepilogativi	151
CAPITOLO 11 GLI EQUILIBRI	155
Esercizi svolti	157
Esercizi riepilogativi	166
CAPITOLO 12 LE PROPRIETÀ COLLIGATIVE	171
Esercizi svolti	172
Esercizi riepilogativi	178
CAPITOLO 13 GLI ACIDI E LE BASI	181
Esercizi svolti	183
Esercizi riepilogativi	192
CAPITOLO 14 LA TERMODINAMICA	195
Esercizi svolti	197
Esercizi riepilogativi	205
CAPITOLO 15 L'ELETTROCHIMICA	211
Esercizi svolti	213
Esercizi riepilogativi	224
CAPITOLO 16 CHIMICA ORGANICA	229
Domande di chimica organica.....	239
CAPITOLO 17 CHIMICA NUCLEARE	257
Esercizi svolti	258
Esercizi riepilogativi	261

3

La stechiometria e le reazioni chimiche



La chimica studia la materia e le sue trasformazioni.

Nelle trasformazioni chimiche, denominate **reazioni chimiche**, le sostanze che reagiscono, dette reagenti, si trasformano in altre sostanze, denominate prodotti di reazione. Questo capitolo è dedicato alle reazioni chimiche.

La stechiometria studia i rapporti quantitativi delle sostanze chimiche in una reazione.

Le leggi alla base della stechiometria sono:

- 1) **Legge della conservazione della massa:** In una reazione chimica, la somma delle masse dei reagenti è sempre uguale alla somma delle masse dei prodotti di reazione.
- 2) **Legge delle proporzioni definite e costanti:** In un composto chimico, gli elementi che lo formano stanno tra loro in proporzioni di massa definite e costanti.
- 3) **Legge delle proporzioni multiple:** Quando due elementi si combinano tra loro per dare più di un composto, una stessa quantità in massa di un elemento si combina con quantità multiple dell'altro e i rapporti multipli per gli elementi sono espressi da numeri interi.

Una reazione chimica è rappresentata mediante un'equazione chimica. A sinistra dell'equazione troviamo le formule dei reagenti, mentre a destra le formule dei prodotti di reazione.

Per la legge di conservazione della massa, è necessario bilanciare la reazione, moltiplicando reagenti e prodotti con opportuni coefficienti, detti coefficienti stechiometrici: nelle reazioni chimiche, infatti, il numero totale di atomi di ciascun elemento chimico non varia, ma si trova in composti diversi.

Bilanciare una reazione significa dunque calcolare gli opportuni coefficienti grazie ai quali ogni elemento compare a sinistra e a destra dell'uguaglianza nelle stesse quantità.

Il concetto fondamentale per i calcoli stechiometrici è quello di **mole**. La mole è definita come il numero di atomi contenuto in 12 g di carbonio-12 (^{12}C). La mole è una delle 7 grandezze fondamentali del Sistema Internazionale (SI) di unità di misura e ha come simbolo mol.

1 mole di qualsiasi sostanza contiene lo stesso numero di particelle (atomi, ioni, molecole, elettroni, etc.). Tale numero, indicato con N_A , è conosciuto come **numero di Avogadro**. È allora possibile introdurre una definizione più generale di mole: *una mole è una quantità di sostanza contenente un numero di Avogadro di particelle*. Il peso di una mole di sostanza è dato da una quantità in grammi numericamente uguale alla massa molecolare o alla massa formula.

Il **Peso Molare** PM (più correttamente Massa Molare) è il peso (massa) di 1 mole e si misura in g mol^{-1} .

Nel caso in cui i reagenti non siano presenti in proporzioni stechiometriche, uno di essi sarà in quantità insufficiente a permettere agli altri di reagire completamente. Tale reagente è detto **reagente limitante**, mentre i reagenti che non reagiscono completamente sono detti **in eccesso**.

In molti casi le reazioni non sono stechiometriche e i prodotti di reazione si formano in misura inferiore a quanto calcolato in base ai reagenti. La *resa percentuale* della reazione è il rapporto tra la quantità di prodotto realmente ottenuta (*resa effettiva*) e la quantità di prodotto che si calcola in base alla stechiometria (*resa teorica*).

La **molarità** è la concentrazione della soluzione espressa come il numero di moli di soluto dissolti in un litro di soluzione.

La **frazione molare** è il rapporto tra il numero di moli di una specie chimica e il numero delle moli totali presenti nella soluzione.

Esercizi svolti

1. Bilanciare la seguente reazione chimica: $\text{Cr} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$.

Dal momento che le moli di atomi di ossigeno presenti a sinistra sono 2, mentre a destra sono tre, si considera il minimo comune multiplo che è 6.

Ne consegue che si dovranno avere 6 moli di atomi di ossigeno a sinistra e sei a destra. Quindi:



A questo punto si deve bilanciare il cromo:



La reazione risulta bilanciata.

2. Bilanciare la seguente reazione chimica: $\text{SiH}_4 \rightarrow \text{Si} + \text{H}_2$.

Le moli di idrogeno sono 4 a sinistra, quindi dovranno risultare anche 4 moli a destra. Si inserisce il coefficiente stechiometrico 2 davanti all'idrogeno.

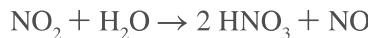
Quindi:



La reazione è bilanciata.

3. Bilanciare la seguente reazione chimica: $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO}$.

Le moli di idrogeno sono 2 a sinistra e una a destra. Si inserisce il coefficiente stechiometrico 2 davanti a HNO_3 .



A questo punto, le moli di azoto sono una a sinistra e 3 a destra. Si inserisce il coefficiente stechiometrico 3 davanti a NO_2 .



Si controllano le altre specie.

La reazione è bilanciata.

4. Bilanciare la seguente reazione chimica: $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$.

Da momento che le moli di ioni nitrato NO_3^- sono 1 a sinistra a 2 a destra, si inserisce 2 come coefficiente stechiometrico a sinistra.

Ne consegue:



Si controllano le altre specie chimiche: l'Ag non risulta bilanciato, quindi si inserisce 2 come coefficiente stechiometrico a destra.

Quindi:



La reazione è bilanciata.

5. Il metano è il più semplice degli idrocarburi e la sua formula molecolare è CH_4 .

A temperatura ambiente è un gas incolore e inodore che è utilizzato principalmente come combustibile. Scrivere la reazione di combustione del metano e bilanciarla.

La reazione di combustione è una reazione di addizione in cui alla specie comburente, in questo esempio il metano, viene addizionato l'ossigeno.

Quindi la reazione da bilanciare è la seguente:



Le moli di carbonio risultano già bilanciate mentre le moli di idrogeno risultano essere 4 a sinistra e 2 a destra.

Si inserisce 2 come coefficiente stechiometrico per l'acqua.

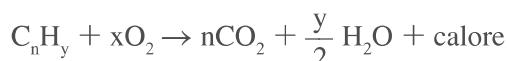
La reazione diventa:



Si controllano le altre specie chimiche: l'ossigeno non è bilanciato, quindi si inserisce 2 come coefficiente stechiometrico a sinistra.

La reazione risulta bilanciata.

Nota all'esercizio In generale ricordare come bilanciare la reazione di combustione completa degli idrocarburi:



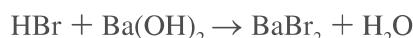
6. Scrivere e classificare la reazione bilanciata tra acido bromidrico e idrossido di bario. Ridurla in forma ionica.

L'acido bromidrico ha formula HBr, mentre l'idrossido di bario ha formula Ba(OH)₂.

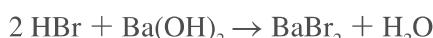
La reazione è una reazione di neutralizzazione.

I prodotti della reazione sono: sale + acqua.

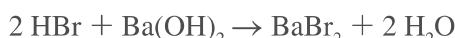
La reazione non bilanciata è la seguente:



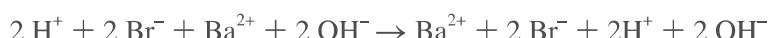
Dal momento che in ogni mole di sale sono presenti 2 moli di bromo, si aggiunge 2 come coefficiente stechiometrico davanti all'acido bromidrico.



Quindi si bilanciano le moli di acqua:

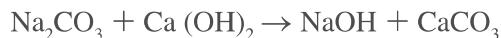


Nell'equazione ionica si specificano tutte le specie dissociandole in ioni:



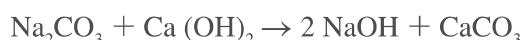
7. La soda caustica è spesso preparata commercialmente facendo reagire carbonato di sodio (Na₂CO₃) con calce spenta (Ca(OH)₂), ottenendo soda caustica (NaOH) e carbonato di calcio (CaCO₃). a) Scrivere, bilanciare e classificare la reazione data. b) Indicare quante moli di soda caustica si possono ottenere da 10 moli di carbonato di sodio.

a) La reazione data è una reazione di scambio:



Le moli di sodio sono 2 a sinistra e 1 a destra.

Si inserisce 2 come coefficiente stechiometrico per l'idrossido di sodio.



Si controllano le altre specie: la reazione risulta bilanciata.

b) I coefficienti stechiometrici di una reazione bilanciata indicano il rapporto quantitativo tra le moli delle specie che reagiscono e le moli ottenibili per i prodotti.

Per questa reazione, in particolare, i coefficienti stechiometrici indicano che per 1 mole di carbonato di sodio ottengo 2 moli di soda caustica.

Quindi, il rapporto è di 1:2.

Se reagiscono 10 moli di carbonato di calcio si otterranno quindi $(2 \cdot 10) = 20$ moli di soda caustica.

8. Il cloruro di calcio ha formula CaCl_2 e viene utilizzato in soluzione acquosa come liquido anticongelante negli impianti frigoriferi e come deghiacciante sulle strade. Questo sale può essere ottenuto miscelando l'idrossido di calcio all'acido cloridrico. a) Scrivere, classificare e bilanciare la reazione. b) Calcolare quanti g di HCl sono necessari per reagire completamente con 80,0 g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e indicare quanti grammi di sale si possono ottenere stechiometricamente.

a) La reazione indicata è una reazione di neutralizzazione da cui si ottengono sale + acqua.



Le moli di cloro sono 1 a sinistra a 2 a destra.

Si introduce quindi 2 come coefficiente stechiometrico per l' HCl .



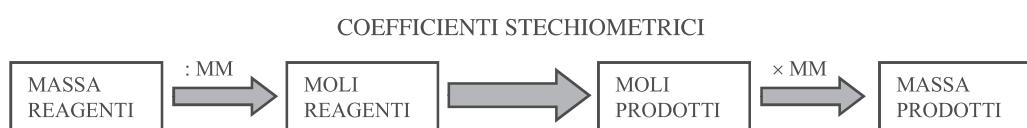
Si bilanciano le moli di acqua e si ottiene:



b) Come passaggio preliminare si devono calcolare le moli di idrossido di calcio contenute in 80 grammi.

Nota all'esercizio Il passaggio da un valore espresso in grammi ad un valore espresso in moli è necessario sempre quando si devono svolgere i calcoli stechiometrici perché i coefficienti stechiometrici esprimono i rapporti tra le moli dei reagenti e dei prodotti e non tra le masse.

Quindi per risolvere questo tipo di esercizi è utile ricordare lo schema seguente:



Le moli di idrossido di calcio contenute in 80,0 g, risultano:

$$n\text{Ca}(\text{OH})_2 = 80,0 \text{ g} / 74,09 \text{ g/mol} = 1,08 \text{ mol}$$

Dalla reazione bilanciata si ottiene il rapporto stechiometrico tra $\text{Ca}(\text{OH})_2$ e HCl , che è di 1:2.

$$n_{\text{HCl}} = 2 n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 1,08 \text{ mol} \cdot 2 = 2,16 \text{ mol}$$

Quindi la massa di acido cloridrico è:

$$g_{\text{HCl}} = 2,16 \text{ mol} \cdot 36,46 \text{ g/mol} = 78,8 \text{ g}$$

Dalla reazione bilanciata si ottiene anche il rapporto stechiometrico tra idrossido di calcio e cloruro di calcio, che è pari a 1:1.

Quindi:

$$n_{\text{CaCl}_2} = n_{\text{Ca}(\text{OH})_2} = 1,08 \text{ mol}$$

$$g_{\text{CaCl}_2} = 1,08 \text{ mol} \cdot 110,99 \text{ (g/mol)} = 120 \text{ g}$$

9. Calcolare la massa di acido cloridrico che si può ottenere da 20,0 g da PCl_3 secondo la reazione (da bilanciare): $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{HCl}(\text{aq}) + \text{H}_3\text{PO}_3(\text{aq})$.

(Tra parentesi è indicato lo stato fisico in cui si trovano i composti stessi. In questo esempio il tricloruro di fosforo è in fase gassosa, l'acqua in fase liquida e i due prodotti si trovano in soluzione).

Bilanciando la reazione si ottiene:



Seguendo lo schema dell'esercizio 8, si calcolano le moli di PCl_3 contenute in 20 g.

$$n_{\text{PCl}_3} = m_{\text{PCl}_3} / MM = 20,0 \text{ g} / 137,3 \text{ (g/mol)} = 0,146 \text{ mol}$$

La reazione bilanciata indica che il rapporto stechiometrico tra le moli di PCl_3 e le moli di HCl è pari a 1:3.

Quindi le moli di HCl sono:

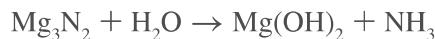
$$n_{\text{HCl}} = 3 \cdot n_{\text{PCl}_3} = 0,438 \text{ mol}$$

Moltiplicando le moli per la massa molare, si determinano i grammi di HCl ottenuti:

$$m_{\text{HCl}} = n_{\text{HCl}} \times MM_{\text{HCl}} = 0,438 \text{ (mol)} \cdot 36,5 \text{ (g/mol)} = 16,0 \text{ g}$$

10. Il nitruro di magnesio (Mg_3N_2) reagisce con l'acqua formando idrossido di magnesio e ammoniaca. Scrivere l'equazione della reazione e calcolare la quantità di ammoniaca che si può ottenere da 30,0 g di nitruro di magnesio.

La reazione da bilanciare è la seguente:



Seguendo lo schema indicato nell'Esercizio 8, si calcolano le moli di nitruro contenute in 30 g.

$$n_{Mg_3N_2} = \frac{m_{Mg_3N_2}}{MM_{Mg_3N_2}} = \frac{30,0 \text{ g}}{100,93 \text{ g/mol}} = 0,297 \text{ mol}$$

Dalla reazione si ricava il rapporto tra le moli delle specie coinvolte:

$$\frac{n_{NH_3}}{n_{Mg_3N_2}} = \frac{2}{1}$$

Le moli di ammoniaca sono:

$$n_{NH_3} = 2 \cdot n_{Mg_3N_2} = 2 \cdot 0,297 \text{ mol} = 0,594 \text{ mol}$$

Dalle moli di ammoniaca si ricavano i grammi:

$$m_{NH_3} = n_{NH_3} \cdot MM_{NH_3} = 0,594 \text{ mol} \cdot 17,03 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 10,1 \text{ g}$$

11. La fosfina gassosa ha formula molecolare PH_3 e reagisce con l'ossigeno secondo la reazione (non bilanciata): $PH_3(g) + O_2(g) \rightarrow P_4O_{10}(s) + H_2O(g)$.

Calcolare: a) La massa di fosfina necessaria per produrre 1 mole di P_4O_{10} .

b) Le moli di ossigeno necessarie per reagire completamente con 40,0 g di fosfina.

La reazione chimica bilanciata è la seguente:



a) Seguendo lo schema dell'Esercizio 8 (al contrario), si calcolano le moli di fosfina necessarie per produrre 1 mole di deca ossido di tetrafosforo:

$$n(PH_3) = 4 \cdot n(P_4O_{10}) = 4 \text{ mol}$$

Quindi si calcolano le masse:

$$g(PH_3) = 4 \text{ mol} \cdot MM(PH_3) = 4 \text{ mol} \cdot 34,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 136 \text{ g}$$

b) Dalla massa di fosfina si ricavano le moli:

$$n(\text{PH}_3) = \frac{m(\text{PH}_3)}{\text{MM}(\text{PH}_3)} = \frac{40,0 \text{ g}}{34,0 \text{ g/mol}} = 1,18 \text{ mol}$$

Dalla reazione chimica bilanciata si osserva che:

$$\frac{n(\text{O}_2)}{n(\text{PH}_3)} = \frac{8}{4} = 2$$

Quindi:

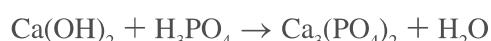
$$n(\text{O}_2) = 2 \cdot n(\text{PH}_3) = 2 \cdot 1,18 = 2,36 \text{ mol}$$

12. Dalla reazione tra idrossido di calcio e acido fosforico si ottiene come sale il fosfato di calcio. a) Scrivere la reazione e bilanciarla. b) Se si vogliono ottenere 150 grammi di fosfato di calcio, quanti grammi di reagenti è necessario mescolare stechiometricamente?

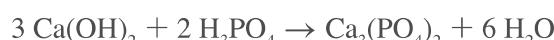
a) La reazione è una reazione di neutralizzazione.

Quindi oltre al sale viene prodotta acqua.

La reazione non bilanciata è la seguente:



Bilanciando, si ottiene:



b) Dalla massa di fosfato di calcio si calcolano le moli:

$$n(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = \frac{m(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)}{\text{MM}(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2)} = \frac{150 \text{ g}}{310,2 \text{ g/mol}} = 0,483 \text{ mol}$$

Quindi, le moli di idrossido di calcio e di acido fosforico sono rispettivamente:

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 3 \cdot (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 3 \cdot 0,483 \text{ mol} = 1,45 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 \cdot (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 2 \cdot 0,483 \text{ mol} = 0,966 \text{ mol}$$

Conoscendo le moli si ricavano i grammi moltiplicando per la massa molare:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = n(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot \text{MM}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,45 \text{ mol} \cdot 74,1 \text{ g/mol} = 107 \text{ g}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) \cdot \text{MM}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,966 \text{ mol} \cdot 98,0 \text{ g/mol} = 94,7 \text{ g}$$

13. Il carbonato di calcio è un solido comunemente chiamato calcare. Una reazione nota per sciogliere il calcare è con l'acido cloridrico. La reazione che avviene è la seguente: $\text{CaCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Calcolare quanti moli di anidride carbonica si ottengono dalla dissoluzione di 3 grammi di carbonato di calcio.

Dalla massa di carbonato di calcio si calcolano le moli:

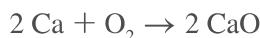
$$n(\text{CaCO}_3) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{MM(\text{CaCO}_3)} = \frac{3 \text{ g}}{100 \text{ g/mol}} = 0,03 \text{ mol}$$

Dalla reazione bilanciata:

$$n(\text{CaCO}_3) = n(\text{CO}_2) = 0,03 \text{ mol}$$

14. Il calcio reagisce con l'ossigeno atmosferico per produrre l'ossido. a) Scrivere la reazione e bilanciarla. b) Calcolare la massa di ossido di calcio che si può formare da 8,42 g di calcio e 5,60 g di ossigeno.

a) La reazione bilanciata è:



b) Per calcolare la massa di ossido di calcio è necessario calcolare le moli di calcio e di ossigeno che reagiscono.

Quindi:

$$n(\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{MM(\text{Ca})} = \frac{8,42 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 0,21 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{m(\text{O}_2)}{MM(\text{O}_2)} = \frac{5,60 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 0,18 \text{ mol}$$

Il rapporto stechiometrico indicato dalla reazione è:

$$\frac{n(\text{Ca})}{n(\text{O}_2)} = \frac{2}{1} = 2$$

Il rapporto tra le moli introdotte è:

$$\frac{n(\text{Ca})}{n(\text{O}_2)} = \frac{0,21}{0,18} = 1,2$$

I due rapporti non risultano coincidenti, quindi uno dei due reagenti è in eccesso.

Il reagente che si esaurisce è il reagente limitante, perché limita la quantità di prodotto ottenibile.

Un metodo per trovare il reagente limitante è il seguente:

- 1) considerare le moli di uno dei due reagenti introdotti e calcolare, in base al rapporto stechiometrico indicato nella reazione bilanciata, le moli necessarie dell'altro reagente.

Per la reazione indicata considero per esempio il Ca.

Quindi:

$$n(Ca) = 0,21 \text{ mol}$$

Dalla stechiometria della reazione:

$$n(O_2) = \frac{1}{2} \cdot n(Ca) = \frac{1}{2} \cdot 0,21 \text{ mol} = 0,10 \text{ mol}$$

- 2) Confrontare il valore ottenuto con le moli effettivamente introdotte.

- Se il valore ottenuto è inferiore rispetto a quello realmente introdotto, il reagente considerato è il reagente limitante.
- Se il valore ottenuto è maggiore, il reagente limitante non è quello considerato.
- Se il valore risulta uguale significa che le moli introdotte sono in proporzione stechiometrica.

Nell'esercizio il valore trovato per le moli di ossigeno è minore della quantità introdotta (caso “a”).

Quindi il reagente limitante è il calcio e il reagente introdotto in eccesso è l'ossigeno.
Le moli che reagiscono sono:

$$n(Ca) = 0,21 \text{ mol}$$

$$n(O_2) = 0,10 \text{ mol}$$

Le moli che si producono sono:

$$n(CaO) = n(Ca) = 0,21 \text{ mol}$$

Le moli di ossigeno in eccesso sono:

$$n(O_2) \text{ eccesso} = n(O_2) \text{ introdotte} - n(O_2) \text{ reagite} = (0,18 - 0,10) \text{ mol} = 0,08 \text{ mol}$$

- 15. Vengono mescolati 40 g di acido cloridrico e 75,0 g di zinco ed avviene la seguente reazione: $2 HCl + Zn \rightarrow ZnCl_2 + H_2(g)$. Determinare se le quantità sono mescolate stechiometricamente, altrimenti indicare il reagente limitante. Determinare, se esiste un reagente in eccesso, quale sia e di quanto ecceda. Determinare la massa di $ZnCl_2$ che si forma.**

- Si calcola il numero di moli dei reagenti:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{MM_{\text{Zn}}} = \frac{75,0 \text{ g}}{65,38 \text{ g/mol}} = 1,15 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}}}{MM_{\text{HCl}}} = \frac{40 \text{ g}}{36,46 \text{ g/mol}} = 1,1 \text{ mol}$$

Dalla reazione si conosce che:

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{Zn}}} = \frac{2}{1}$$

Quindi il rapporto fra le quantità dei reagenti presenti non è stechiometrico.

Sulla base delle moli effettive di zinco, si calcola quante moli di HCl occorrerebbero, secondo la stechiometria di reazione.

$$n_{\text{Zn}} = 1,15 \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} = 2 \cdot n_{\text{Zn}} = 2 \cdot 1,15 \text{ mol} = 2,30 \text{ mol}$$

Le moli di HCl risultano essere maggiori rispetto a quelle presenti nei reagenti.

Quindi il reagente limitante è l'acido cloridrico, mentre il reagente in eccesso è lo zinco.

Le moli dei composti che reagiscono e che vengono prodotti vengono sempre calcolate considerando le moli del reagente limitante.

Le moli risultano:

$$n_{\text{HCl}} = 1,1 \text{ mol}$$

Dalla reazione si determina che:

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{Zn}}} = \frac{2}{1}$$

$$n_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{2} = \frac{1,1}{2} = 0,55 \text{ mol}$$

b) Le moli e la massa di zinco in eccesso sono rispettivamente:

$$n_{\text{Zn}} \text{ eccesso} = n_{\text{Zn}} \text{ iniziali} - n_{\text{Zn}} \text{ reagite} = 1,15 - 0,55 = 0,60 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Zn}} \text{ eccesso} = n_{\text{Zn}} \cdot MM_{\text{Zn}} = 0,60 \text{ mol} \cdot 65,38 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 39 \text{ g}$$

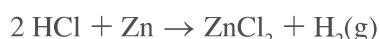
c) Le moli di ZnCl_2 che si producono dipendono sempre dalle moli di HCl.

$$\frac{n_{\text{HCl}}}{n_{\text{ZnCl}_2}} = \frac{2}{1}$$

$$n_{\text{ZnCl}_2} = n_{\text{Zn}} = \frac{n_{\text{HCl}}}{2} = \frac{1,1 \text{ mol}}{2} = 0,55 \text{ mol}$$

$$m_{\text{ZnCl}_2} = n_{\text{ZnCl}_2} \cdot MM_{\text{ZnCl}_2} = n_{\text{Zn}} \text{ reagite} \cdot MM_{\text{ZnCl}_2} = 0,55 \text{ mol} \cdot 136,29 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 75 \text{ (g)}$$

Nota all'esercizio Le moli che si consumano, che reagiscono e che sono in eccesso, sono riassunte nello schema seguente:



				Rapporti stechiometrici
2	1	1	1	
1,1	1,15	0	0	Moli iniziali
-1,1	-0,55	+0,55	+0,55	Moli che variano
0	+0,60	+0,55	+0,55	Moli finali (iniziali-variate)

Il segno meno significa che le moli si consumano.

Il segno più significa che le moli si formano.

16. Calcolare il numero di moli di NO_2 che potrebbe essere preparato da 0,4 moli di NO e 0,7 moli di ossigeno secondo la reazione: $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$
Individuare il reagente limitante e quello eccedente.

Il rapporto stechiometrico indicato dalla reazione è:

$$\frac{n(\text{NO})}{n(\text{O}_2)} = \frac{2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 2$$

Il rapporto tra le moli introdotte è:

$$\frac{n(\text{NO})}{n(\text{O}_2)} = \frac{0,4 \text{ mol}}{0,7 \text{ mol}} = 0,6$$

Il rapporto stechiometrico non è rispettato, quindi ci saranno un reagente limitante e un reagente introdotto in eccesso.

Se si suppone che il reagente limitante sia l'ossigeno, le moli di NO devono essere il doppio.

$$n(\text{NO}) = 2 n(\text{O}_2) = 2 \cdot 0,7 \text{ mol} = 1,4 \text{ mol}$$

Risulta che il reagente limitante è NO e l'ossigeno è il reagente in eccesso.

Le moli di O_2 che reagiscono sono

$$n(\text{NO}) = 0,4 \text{ mol}$$

$$n(\text{O}_2) = \frac{n(\text{NO})}{2} = \frac{0,4 \text{ mol}}{2} = 0,2 \text{ mol}$$

17. Determinare la quantità di KCl prodotta se si mettono in un reattore 10 g di CaCl₂, 20 g di K₂Cr₂O₇ e 20 g di H₂O.

La reazione bilanciata è:



Le moli dei reagenti sono:

$$n[\text{CaCl}_2] = 10 \text{ g} / (111 \text{ g/mol}) = 0,091 \text{ mol}$$

$$n[\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] = 20 \text{ g} / (294 \text{ g/mol}) = 0,068 \text{ mol}$$

$$n[\text{H}_2\text{O}] = 20 \text{ g} / (18 \text{ g/mol}) = 1,1 \text{ mol}$$

Il reagente limitante è il CaCl₂,

Le moli che reagiscono sono:

$$n(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = n(\text{CaCl}_2) / 2 = 0,091 / 2 \text{ mol} = 0,046 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = n(\text{CaCl}_2) / 2 = 0,091 / 2 \text{ mol} = 0,046 \text{ mol}$$

Le moli e la massa di KCl prodotte sono:

$$n(\text{KCl}) = n(\text{CaCl}_2) = 0,091 \text{ mol}$$

$$m(\text{KCl}) = 6,8 \text{ g}$$

18. Il cloro gassoso può essere preparato in laboratorio mediante la reazione con acido cloridrico e ossido di manganese:



Quando 30 g di HCl reagiscono con 50 g di ossido di manganese indicare:

- a) Se le quantità introdotte sono quelle stecchiometriche, altrimenti indicare il reagente limitante. b) Calcolare la massa di reagente in eccesso.

a) Si calcolano le moli di HCl e MnCl₂ a partire dalle masse:

$$n(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{MM(\text{HCl})} = \frac{30 \text{ g}}{36,5 \text{ g/mol}} = 0,82 \text{ mol}$$

$$n(\text{MnO}) = \frac{m(\text{MnO})}{MM(\text{MnO})} = \frac{50 \text{ g}}{70,9 \text{ g/mol}} = 0,70 \text{ mol}$$

Dalla reazione si ottiene che:

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{MnO})} = \frac{4 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 4$$

Il rapporto tra le moli introdotte è:

$$\frac{n(\text{HCl})}{n(\text{MnO})} = \frac{0,82 \text{ mol}}{0,7 \text{ mol}} = 1,2$$

Il rapporto tra le moli introdotte non è quello stechiometrico.

Il reagente limitante è HCl e le quantità di sostanza che reagiscono e sono prodotte devono essere calcolate rispetto alle moli di HCl.

$$n(\text{HCl}) = 0,82 \text{ mol}$$

$$n(\text{MnO}) = \frac{n(\text{HCl})}{4} = \frac{0,82 \text{ mol}}{4} = 0,20 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}_2) = n(\text{MnO}) = 0,2 \text{ mol}$$

$$n(\text{MnCl}_2) = n(\text{MnO}) = 0,2 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{n(\text{HCl})}{2} = \frac{0,82 \text{ mol}}{2} = 0,41 \text{ mol}$$

b) La massa di MnO che reagisce è:

$$m(\text{MnO}) = n(\text{MnO}) \cdot MM(\text{MnO}) = 0,20 \text{ mol} \cdot 70,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 14 \text{ g}$$

La massa in eccesso risulta:

$$m(\text{MnO})_{\text{eccesso}} = m(\text{MnO})_{\text{introdotto}} - m(\text{MnO})_{\text{reagita}} = (50 - 14) \text{ g} = 36 \text{ g}$$

19. Riscaldando il CaCO_3 si ha la seguente reazione: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Se la decomposizione termica di 32,7 g di CaCO_3 ha prodotto 11,3 g di anidride carbonica, qual è la resa % del processo?

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{M_{\text{CaCO}_3}}{MM_{\text{CaCO}_3}} = \frac{32,7 \text{ g}}{100,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,327 \text{ mol}$$

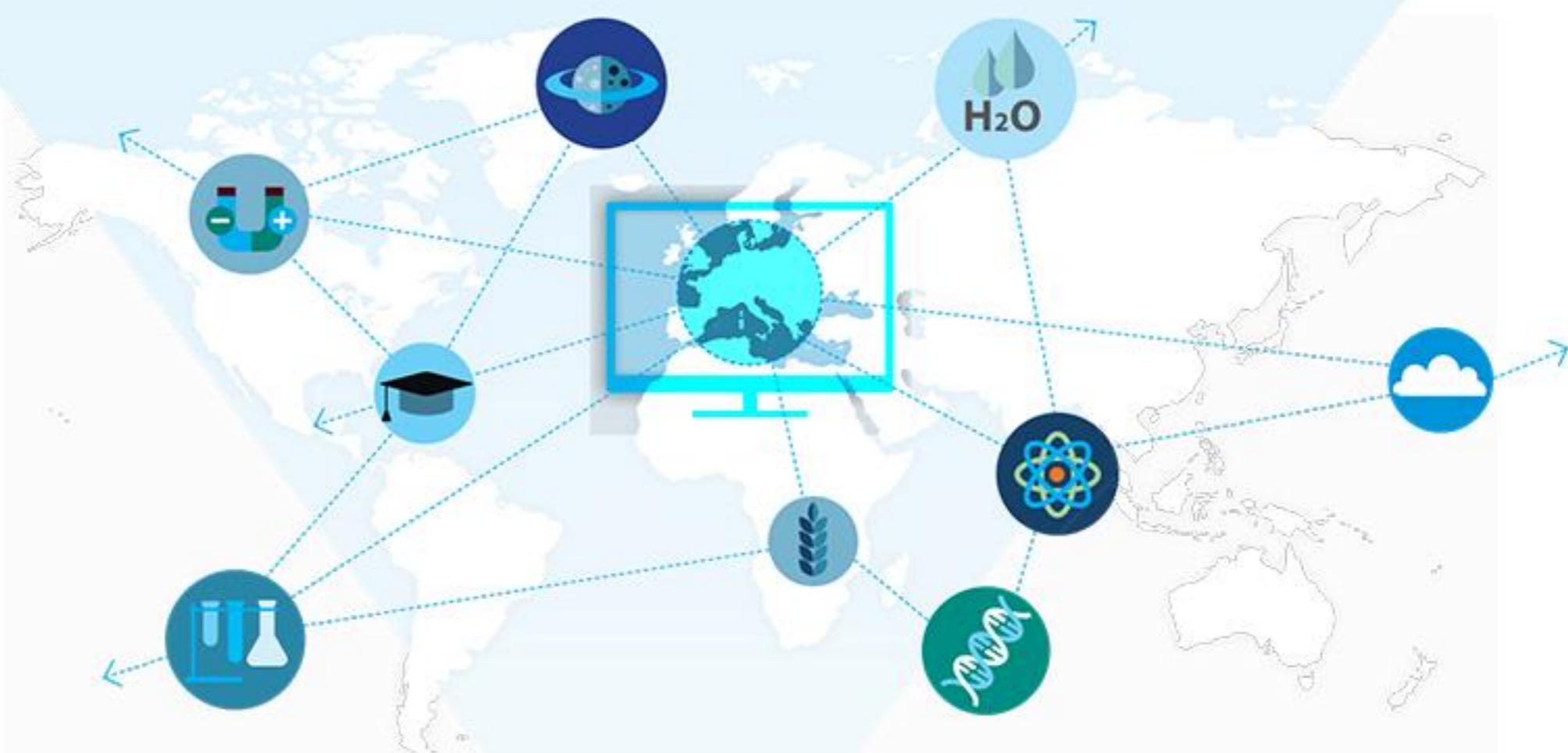
$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{CaCO}_3} = 0,327 \text{ mol}$$

Le moli dei prodotti ricavate dalla stechiometria della reazione sono le massime ottenibili.

Ivano Alessandri • Elza Bontempi • Laura Borgese • Laura E. Depero
Stefania Federici • Costantino Signorini • Annalisa Zacco

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**.