Giochi della Chimica 2026
Esercizi di allenamento (2) − Soluzioni guidate

Problema 1 - Le domande 1–3 vanno risolte insieme.

Un campione di 4,31 g di una polvere bianca costituita da un sale **X**, altamente solubile in acqua, è stato riscaldato a 160 °C. La decomposizione completa ha portato alla formazione di una polvere bianca e pesante **Y**, insolubile in acqua e negli acidi, e alla liberazione di un gas dall'odore pungente **Z**, che decolora una soluzione acidificata di permanganato di potassio.
Questo gas è stato assorbito quantitativamente da 650,00 mL di una soluzione contenente 0,64 g di NaOH.
Il pH della soluzione risultante era 6,16. Durante la decomposizione di X non si sono formati altri prodotti.
Per l'acido che si forma quando Z si scioglie in acqua, vale $pK_{a2} = 7,10$.

1. Scrivere la formula chimica del sale **X**.
2. Scrivere la formula chimica della polvere **Y**.
3. Scrivere la formula chimica del gas **Z**.

Soluzione:
Il solo gas che ha un odore pungente, si fa ossidare dal permanganato e forma un acido con $pK_{a2} = 7,1$ è SO_2.
Infatti, questo gas si può ossidare ad SO_3 e in acqua forma H_2SO_3 che ha $pK_{a2} = 7,1$.
Se si pone H_2SO_3 in una soluzione basica per NaOH le reazioni sono:

$$H_2SO_3 + OH^- \rightarrow HSO_3^- + H_2O$$
$$HSO_3^- + OH^- \rightarrow SO_3^{2-} + H_2O$$

Se il pH è 6,16, allora NaOH ha neutralizzato tutto l'H_2SO_3 e ha formato un po' di SO_3^{2-} formando una soluzione tampone con un pH dato dall'equazione: $pH = pK_a - \log(HA/A^-)$ da cui si ricava:
$\log(HA/A^-) = pK_a - pH$ $\log(HA/A^-) = 7,1 - 6,16 = 0,94$ da cui:
$HA/A^- = 8,709$ quindi, se chiamiamo x le moli di SO_3^{2-}, le moli di HSO_3^- sono 8,709 x.
Le moli di NaOH sono: n = m/MM = 0,64/40 = 0,016 mol.
Le moli di NaOH corrispondono a quelle di HSO_3^- più il doppio di quelle di SO_3^{2-}.
Quindi: $8,709x + 2x = 0,016$ da cui: $x = 0,016/10,709 = 0,001494$ mol.
Le moli di SO_2 sono la somma di quelle di HSO_3^- e di SO_3^{2-}.
$n = 8,709x + x = 9,709x = 0,0145$ mol
La massa molare di SO_2 è: 32 + 32 = 64 g/mol
La massa di SO_2 è: $m = n\ MM = 0,0145 \cdot 64 = 0,9284$ g (0,93 g)
La massa della polvere bianca **Y** che resta dopo la perdita di SO_2 è: 4,31 − 0,93 = 3,38 g
Se ogni mole di sale libera una mole di SO_2, la MM della polvere bianca **Y** è:
$MM_Y = m/n = 3,38/0,0145 = 233,1$ g/mol
Questa polvere bianca **Y** è pesante, insolubile in acqua e negli acidi, quindi potrebbe essere $BaSO_4$ che infatti ha massa molare: MM = 137,3 + 32 + 64 = 233,3 g/mol.
La MM del sale **X** è: MM = m/n = 4,31/0,0145 = 297 g/mol.
Il sale **X** decomponendosi termicamente forma $BaSO_4$ e SO_2, quindi la sua formula è: BaS_2O_6 (bario ditionato) che infatti ha MM = 297 g/mol.

1. La formula chimica del sale **X** è BaS_2O_6
2. La formula chimica della polvere **Y** è $BaSO_4$
3. La formula chimica del gas **Z** è SO_2

Problema 2 - Le domande 4–5 vanno risolte insieme.

Nella zona di alterazione dei minerali primari si possono trovare cristalli rombici di **A** e cristalli esagonali di **B**. Entrambi i minerali sono completamente solubili in soluzioni di acido nitrico e idrossido di potassio. Le proprietà di questi minerali sono riportate nella tabella.

minerale	colore	densità g/cm^3	Δm, % dopo dissoluzione		decomposizione termica all'aria		
			HNO_3	KOH	T °C	Δm %	colore
A	bianco-grigio	6,35	16,5	0	400	16,5	rosso scuro
					480 lunga	14,1	rosso arancio
					600	16,5	giallo
B	bianco-grigio	6,80	11,3	0	400	13,7	rosso scuro
					480 lunga	11,6	rosso arancio
					600	13,7	giallo

4. Scrivere la formula chimica del minerale **A**.
5. Scrivere la formula chimica del minerale **B**.

Soluzione:
Il minerale **A** perde la stessa % in massa (16,5%) sia con la dissoluzione in ambiente acido sia con la decomposizione termica. Se invece viene sciolto in ambiente basico non perde massa.
Questo fa pensare che il minerale **A** sia un carbonato dato che lo ione CO_3^{2-} viene perso come CO_2 sia in ambiente acido che a caldo. Indichiamo, per ora, con **X** il metallo presente nel carbonato.

In ambiente acido: $XCO_3 + 2\,H^+ \rightarrow X^{2+} + H_2CO_3 \rightarrow X^{2+} + H_2O + \mathbf{CO_{2\,(g)}}$
A caldo: $XCO_3 \rightarrow XO + \mathbf{CO_{2\,(g)}}$

La massa molare di CO_2 è: 12 + 32 = 44 g/mol e costituisce il 16,5% della massa molare del minerale.
La massa molare di XCO_3 è: 44(100/16,5) = 267 g/mol
La massa molare di CO_3 è: 12 + 48 = 60 g/mol
La massa molare di **X** è: 267 − 60 = 207 g/mol (massa atomica del Pb)
Quindi il minerale **A** è $PbCO_3$.

Anche il minerale **B** contiene Pb, ma con la dissoluzione in ambiente acido perde una % in massa dell'11,3% diversa da quella che perde con la decomposizione termica (13,7%).
Questo fa pensare che il minerale **B** contenga ioni carbonato (CO_3^{2-}), che vengono persi come CO_2 sia in ambiente acido sia a caldo, e contenga anche ioni idrossido (OH^-) che vengono persi come H_2O. L'acqua, infatti, resta in soluzione nel trattamento con acido, mentre viene persa come gas nella prova di decomposizione termica.
Quindi Pb^{2+} è legato sia allo ione carbonato sia allo ione idrossido e la sua formula minima è $Pb_3(CO_3)_2(OH)_2$.

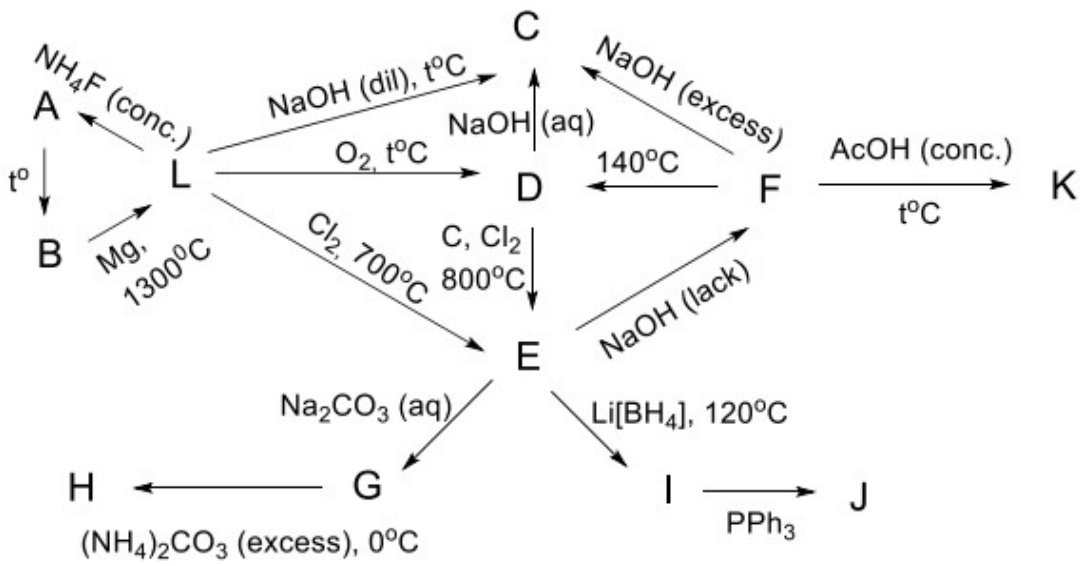
In ambiente acido: $Pb_3(CO_3)_2(OH)_2 + 6\,H^+ \rightarrow 3\,Pb^{2+} + 2\,H_2CO_3 + 2\,H_2O \rightarrow 3\,Pb^{2+} + \mathbf{2\,CO_{2\,(g)}} + 4\,H_2O$
A caldo: $Pb_3(CO_3)_2(OH)_2 \rightarrow 3\,PbO + \mathbf{2\,CO_{2\,(g)}} + \mathbf{H_2O_{\,(g)}}$

La massa molare di CO_2 è 44 g/mol e costituisce l'11,3% della massa molare del minerale.
La massa molare del minerale **B**, rispetto ad una mole di CO_2, è: 44(100/11,3) = 389 g/mol.
Dato che **B** contiene due moli di CO_2, la sua massa molare è doppia: 778 g/mol.
La massa persa nella decomposizione termica (13,7%) è data dall'11,3% delle due molecole di CO_2 (88 g/mol) e dal 13,7 − 11,3 = 2,4 % di una molecola d'acqua (18 g/mol) infatti: (88/11,3) · 2,4 = 18,6.
Quindi il minerale **B** è $Pb_3(CO_3)_2(OH)_2$ la cui MM, infatti, è: 3 · 207,2 + 2 · 60 + 2 · 17 = 776 g/mol.

4. Il minerale **A** è $PbCO_3$.
5. Il minerale **B** è $Pb_3(CO_3)_2(OH)_2$

Problema 3 - Le domande 6–11 vanno risolte insieme.

Il metallo **L**, costituito dall'elemento **X**, fu ottenuto per la prima volta in forma pura dal chimico tedesco Friedrich Wöhler nel 1828. È uno dei metalli più leggeri e possiede uno dei punti di fusione più elevati fra essi. Viene utilizzato come additivo legante in varie leghe, nell'ingegneria aerospaziale e anche nel settore dell'energia nucleare. Di seguito è riportato uno schema delle trasformazioni di composti contenenti l'elemento **X**:



- Alla calcinazione del composto **F** a 140 °C (reazione **F** → **D**), la perdita di massa è pari al 41,86% della massa iniziale;
- Il composto **G** è un sale basico;
- 1,55 g del composto **I** si formano a 120 °C dall'interazione di 3,25 g della sostanza **E** con 1,77 g di $Li[BH_4]$ in un tubo sigillato;
- Il composto **J** è una sostanza binaria amorfa, bianca, che si decompone rapidamente negli acidi con liberazione di idrogeno;
- La massa molare del composto **A** è 11 volte maggiore della massa molare della sostanza **J**;
- Quando la sostanza **F** viene fatta bollire con CH_3COOH, si forma il complesso **K**, contenente 8,87% in massa dell'elemento **X**.

6. Scrivere il simbolo chimico dell'elemento **X**.
7. Scrivere la formula chimica del composto **A**.
8. Scrivere la formula chimica del composto **C**.
9. Scrivere la formula chimica del composto **H**.
10. Scrivere la formula chimica del composto **I**.
11. Scrivere la formula chimica del composto **K**.

Soluzione:
Nel 1828 Friedrich Wöhler ha isolato il berillio, un metallo leggero, con alto punto di fusione usato in molte leghe e anche nelle centrali nucleari come moderatore. Quindi il metallo **X** è berillio.
Il composto **J** è una sostanza binaria amorfa, bianca, che si decompone rapidamente negli acidi con liberazione di idrogeno e quindi è un idruro. Quindi il composto **J** è BeH_2. (MM = 9 + 2 = 11 g/mol).
La massa molare del composto **A** è 11 volte maggiore della massa molare della sostanza **J** (BH_2), quindi la MM di **A** vale 11 ·11 = 121 g/mol.
Il composto **A** si ottiene trattando il Be con NH_4F. Se si forma lo ione BeF_4^{2-}, allora la sostanza **A** è $(NH_4)_2BeF_4$.
La massa molare di questo sale è: 9 + 4 · 19 + 2 · 18 = 121 g/mol proprio la MM attesa.
Quindi il composto **A** è $(NH_4)_2BeF_4$.
Il composto **C** si ottiene trattando **F** con un eccesso di NaOH.
Il composto **D** è l'ossido di berillio (che si ottiene trattando Be con O_2).
Quindi il composto **D** è BeO.

Quando **F** viene calcinato forma **D** (BeO) e perde il 41,6% del suo peso.
Se a 140 °C il composto **F** perde una molecola d'acqua, la reazione potrebbe essere:

$$Be(OH)_2 \rightarrow BeO + H_2O$$

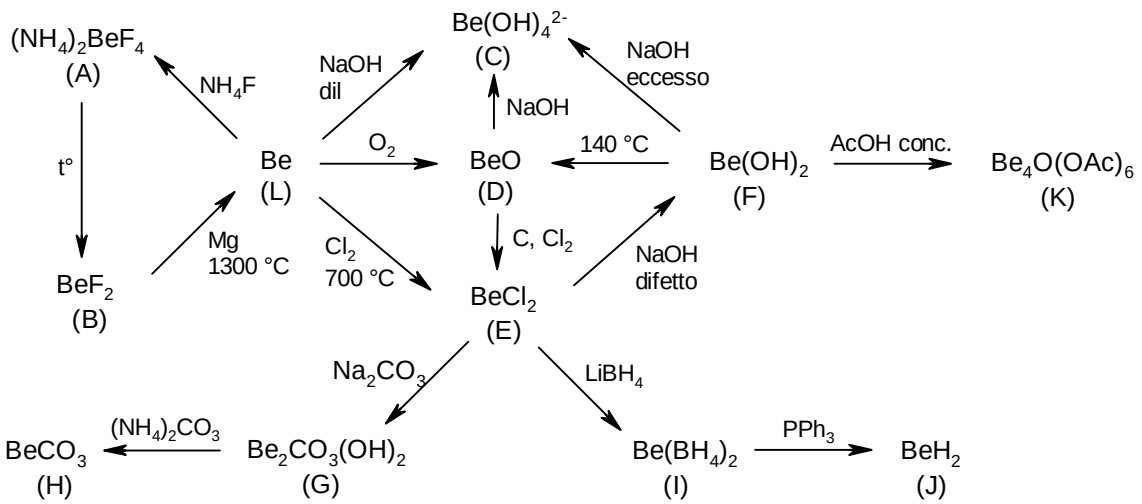
$Be(OH)_2$ ha MM = 9 + 2 ·17 = 43 g/mol; BeO ha MM = 9 + 16 = 25 g/mol
Infatti il 41,6% di 43 è: 0,416 · 43 = 17,9 g/mol (molecola H_2O persa) e 43 − 18 = 25 g/mol (ossido residuo BeO).
Quindi il composto **F** è $Be(OH)_2$.
Trattando $Be(OH)_2$ (**F**) con NaOH in eccesso si ottiene $Be(OH)_4^{2-}$ (**C**).
Quindi il composto **C** è $Be(OH)_4^{2-}$.
Trattando $Be(OH)_2$ (**F**) con acido acetico concentrato si ottiene il composto **K** che contiene l'8,87% di Be.
La massa molare del composto **K** si ottiene dalla proporzione: 9 : 8,87 = x : 100 da cui x = 101,47 g/mol
K non è semplicemente acetato di berillio $Be(OAc)_2$ la cui MM sarebbe: 9 + 2 · 59 = 127 g/mol.
Probabilmente **K** ha una struttura del tipo $M_4O(OAc)_6$ che ha MM = 4 · 9 + 16 + 6 · 59 = 406 g/mol.
La % di berillio in $Be_4O(OAc)_6$ è: (4 · 9)/406 = 8,87% (la percentuale attesa).
Quindi il composto **K** è $Be_4O(OAc)_6$.
Trattando Be (**L**) con Cl_2 si ottiene $BeCl_2$ (**E**).
Trattando $BeCl_2$ (**E**) con $LiBH_4$ si può ottenere berillio-boroidruro $Be(BH_4)_2$ (**I**). Verifichiamo questa ipotesi.
...1,55 g del composto **I** si formano a 120 °C dall'interazione di 3,25 g della sostanza **E** con 1,77 g di $Li[BH_4]$ in un tubo sigillato...

La reazione è:	(**E**)		(**I**)
	$BeCl_2$ +	$2\ LiBH_4$ →	$Be(BH_4)_2 + 2\ LiCl$
moli (mol)	0,0407	0,0885	0,0402
MM (g/mol)	79,9	20	23,8
massa (g)	3,25	1,77	1,55

La MM di $BeCl_2$ (E) è: 9 + 2 · 35,45 = 79,9 g/mol. Le moli di E sono: n = m/MM = 3,25/79,9 = 0,04068 mol.
La MM di $LiBH_4$ è: 7 + 9 + 4 = 20 g/mol. Le moli di $LiBH_4$ sono: m/MM = 1,77/20 = 0,0885 mol.
La MM di $Be(BH_4)_2$ (**I**) è: 9 + 2(10,8 + 4) = 38,6 g/mol. Le moli di **I** sono: n = m/MM = 1,55/38,6 = 0,0402 mol.
I dati sono coerenti con l'ipotesi che il composto **I** sia $Be(BH_4)_2$.
Trattando $BeCl_2$ (**E**) con $NaCO_3$ si ottiene un composto basico **G** che poi trattato ancora con $(NH_4)_2CO_3$ forma il composto **H**.
Sapendo che esistono due diversi carbonati di berillio: il carbonato ($BeCO_3$) e il carbonato basico ($Be_2CO_3(OH)_2$) si può dire che il primo composto (**G**) (quello basico) è il carbonato basico ($Be_2CO_3(OH)_2$), mentre il secondo composto (**H**), che ha una maggiore % di ioni carbonato, quindi è berillio carbonato ($BeCO_3$).

6. L'elemento **X** è Be.
7. Il composto **A** è $(NH_4)_2BeF_4$.
8. Il composto **C** è $Be(OH)_4^{2-}$.
9. Il composto **H** è $BeCO_3$.
10. Il composto **I** è $Be[BH_4]_2$.
11. Il composto **K** è $Be_4O(OAc)_6$.

Lo schema complessivo delle reazioni è mostrato qui di seguito.



Problema 4 - Le domande 12–14 vanno risolte insieme.

79 g di iodio sono stati disciolti in 100 g di una soluzione di idrossido di sodio al 25%.
Alla miscela risultante, incolore, sono stati aggiunti 60 g di una soluzione di cloruro di bario al 20%. Il precipitato bianco **A**, formato con l'aggiunta, è stato filtrato ed essiccato. La sua massa è risultata essere 26 g.
Il prodotto **A** è stato calcinato a peso costante a 400 °C, con una perdita di massa del 55,2%. Il raffreddamento dei prodotti gassosi di decomposizione ha portato alla formazione di 10,5 g di una polvere scura **B**.
Un campione di 1,000 g del residuo solido di decomposizione **C** è stato disciolto in 25 g di una soluzione di ioduro di potassio al 20%, acidificato con acido cloridrico. La soluzione risultante è stata portata a 100,0 mL.
La completa decolorazione di un'aliquota da 10 mL ha richiesto 14,1 mL di una soluzione 0,1 M di tiosolfato di sodio.

12. Scrivere la formula chimica del precipitato **A**.
13. Scrivere la formula chimica della polvere **B**.
14. Scrivere la formula chimica del residuo solido di decomposizione **C**.

Soluzione:
Mentre il cloro in una soluzione di NaOH disproporziona formando ipoclorito e cloruro secondo la reazione:

$$Cl_2 + 2\ NaOH \rightarrow NaClO + NaCl + H_2O$$

lo iodio in una soluzione di NaOH disproporziona formando iodato e ioduro perché l'ipoiodito è intabile:

$$3\ I_2 + 6\ NaOH \rightarrow NaIO_3 + 5\ NaI + 3\ H_2O$$

La massa molare di I_2 è: 2 ·126,9 = 253,8 g/mol. Le moli di I_2 sono: n = m/MM = 79/253,8 = 0,311 mol
La massa molare di NaOH è: 23 + 17 = 40 g/mol. Le moli di NaOH sono: n = m/MM = 25/40 = 0,625 mol
I_2 e NaOH sono presenti in quantità stechiometrica.
Le moli che si ottengono di $NaIO_3$ sono: 0,311/3 = 0,1037 mol.
A questa soluzione viene aggiunta una soluzione di 60 mL al 20% di $BaCl_2$.

La reazione è:	$2\ NaIO_3$	+ $BaCl_2$	→ $Ba(IO_3)_{2\,(s)}$	+ 2 NaCl
moli (mol)	0,1037	0,0576	0,0518	
MM (g/mol)			487,16	

La massa molare di $BaCl_2$ è: MM = 137,33 + 2 · 35,35 = 208,23 g/mol.
Le moli di $BaCl_2$ sono: n = m/MM = 12/208,33 = 0,0576 mol
La quantità stechiometrica di $BaCl_2$ sarebbe: 0,1037/2 = 0,0518 mol, quindi $BaCl_2$ è in leggero eccesso.
La massa molare di $Ba(IO_3)_2$ è: MM = 137,33 + 2 · 126,9 + 6 · 16 = 487,16 g/mol.
La massa di precipitato secco è 26 g. La sua MM è: MM = m/n = 26/0,0518 = 501,93 g/mol.
La massa molare extra del precipitato è: 501,93 − 487,16 = 15 g ed è compatibile con la presenza di una molecola di acqua di cristallizzazione.
Quindi la formula chimica del precipitato **A** è $Ba(IO_3)_2 \cdot H_2O$.
La calcinazione di **A** forma un prodotto **C** con una massa di 100 − 55,2 = 44,8% rispetto a quella di partenza.

$$Ba(IO_3)_2 \cdot H_2O \rightarrow \mathbf{B} + \mathbf{C}$$

Una possibile reazione è la seguente nella quale I^{5+} forma iodio molecolare I_2 e I^{7+} oltre a O_2:

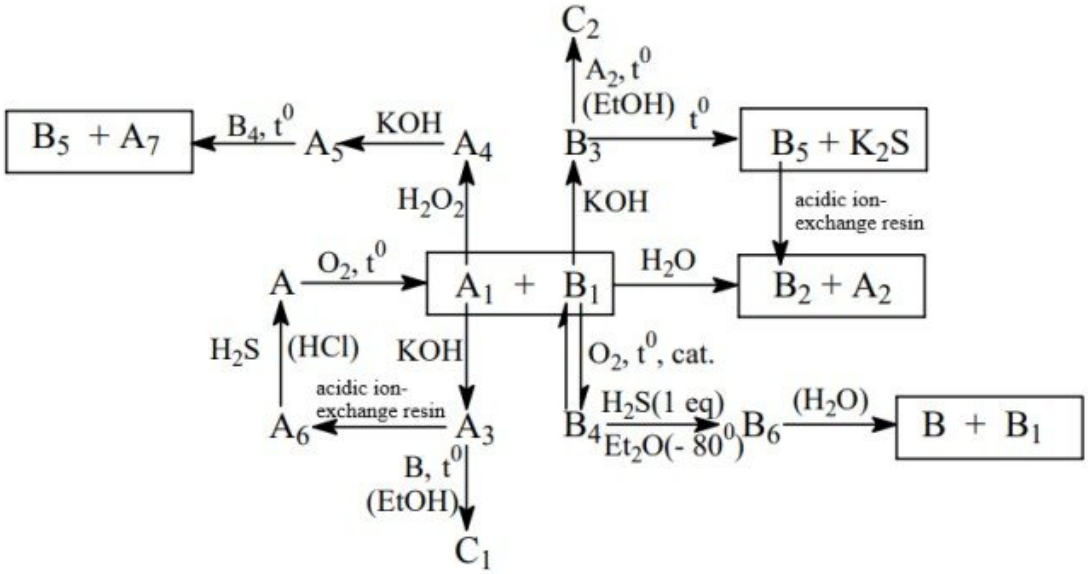
$$5\ Ba(IO_3)_2 \rightarrow Ba_5(IO_6)_2 + 9\ O_2 + 4\ I_2$$

La massa di **C** è: 26 · 0,448 = 11,65 g
Le moli di **C** sono 1/5 delle moli di **A** (0,0518) e quindi: n = 0,0518/5 = 0,01036 mol
La massa molare di **C** è: MM = m/n = 11,65/0,01036 = 1124,5 g/mol.
La massa molare di $Ba_5(IO_6)_2$ è: 5 ·137,33 + 2 ·126,9 + 12 ·16 =1132 g/mol (compatibile con l'errore sperimentale)
La massa della polvere scura **B** è di 10,5 g. Se **B** fosse I_2 (MM = 2 ·126,9 = 253,8 g/mol), **B** sarebbe formato da 10,5/253,8 = 0,0414 mol cioè i 4/5 delle moli di **A** e questo conferma la reazione ipotizzata qui sopra.
Sappiamo che **C** contiene iodio anche perché richiede tiosolfato per decolorare la soluzione ai passaggi successivi.
In 1,00 g di **C** le moli sono: 1 : 11,65 = x : 0,01036 quindi x = 8,89 $\cdot 10^{-4}$ mol, ma ne vengono titolate solo 1/10.
La reazione di $Ba_5(IO_6)_2$ (**C**) con lo ioduro è: $2\ I^{7+} + 14\ I^- \rightarrow 8\ I_2$
La reazione di I_2 col tiosolfato è: $2\ S_2O_3^{2-} + I_2 \rightarrow S_4O_6^{2-} + 2\ I^-$
Servono 16 moli di tiosolfato per ogni mole di $Ba_5(IO_6)_2$ (**C**), cioè: 16 · 8,89 $\cdot 10^{-5}$ = 0,001423 mol di tiosolfato.
Le moli di tiosolfato davvero usate nella titolazione sono state: n = MV = 0,1 $\cdot$14,1 $\cdot 10^{-3}$ = 0,00141 mol.
In ottimo accordo con la nostra ipotesi che **C** sia $Ba_5(IO_6)_2$.

12. La formula chimica del precipitato **A** è $Ba(IO_3)_2 \cdot H_2O$.
13. La formula chimica della polvere **B** è I_2.
14. La formula chimica del residuo solido **C** è $Ba_5(IO_6)_2$.

Problema 5 - Le domande 15–18 vanno risolte insieme.

Nello schema sottostante, le sostanze $\mathbf{A_1}$–$\mathbf{A_7}$ contengono l'elemento **Y**, mentre le sostanze $\mathbf{B_1}$–$\mathbf{B_6}$ contengono l'elemento **X**. Le sostanze $\mathbf{C_1}$ e $\mathbf{C_2}$ sono isomeri contenenti sia **X** sia **Y**.
Le sostanze **A** e **B** condividono un frammento strutturale comune e sono utilizzate come agenti antiforfora.
Le proprietà antisettiche del composto **B** erano note sin dall'antichità.
La polvere **A** è costituita per 45% da **X** e per 55% da **Y**.
L'acido $\mathbf{B_2}$ è uno dei prodotti che si ottengono in una produzione su larga scala, il cui passaggio chiave è l'ossidazione del gas $\mathbf{B_1}$ a $\mathbf{B_4}$.
Il forte acido diprotico $\mathbf{A_4}$ è in grado di sciogliere l'oro.



15. Scrivere la formula chimica del composto $\mathbf{A_7}$.
16. Scrivere la formula empirica della polvere **A**.
17. Scrivere la formula chimica del composto $\mathbf{B_6}$.
18. Scrivere la formula chimica del composto $\mathbf{C_2}$.

Soluzione.
Le proprietà antisettiche dello zolfo sono note fin dall'antichità, quindi supponiamo che **B** sia zolfo.
Anche il selenio viene usato oggi come prodotto antiforfora, quindi forse la polvere **A** contiene Se e S.
Sappiamo che **A** è costituito per il 45% da **X** e per il 55% da **Y**. Supponiamo che **X** sia S, e **Y** sia Se.
La massa atomica di Se è 79 g/mol e quella di S è 32 g/mol.
In 100 g di **A** le moli di S sono: 45/32 = 1,4 mol; le moli di Se sono: 55/79 = 0,7 mol
Dividendo per il valore minore (0,7) si ottiene: S: 2 mol e Se: 1 mol
Quindi la formula minima di **A** è: SeS_2.
L'ossidazione di **A** forma prodotti che poi verranno ancora ossidati, quindi è un'ossidazione parziale solo di S:

$$\mathbf{A} + O_2 \rightarrow \mathbf{A_1} + \mathbf{B_1}$$
$$SeS_2 + O_2 \rightarrow SeO_2 + SO_2$$

L'ossidazione di SO_2 ($\mathbf{B_1}$) forma SO_3 ($\mathbf{B_4}$). In questa reazione si forma anche H_2SO_4 ($\mathbf{B_2}$) se vi è dell'acqua.

$$\mathbf{B_1} + O_2 \rightarrow \mathbf{B_4} \xrightarrow{(H2O)} \mathbf{B_2}$$
$$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3 \xrightarrow{(H2O)} H_2SO_4$$

Il trattamento di SO_3 ($\mathbf{B_4}$) con H_2S forma acido tiosolforico $H_2S_2O_3$ ($\mathbf{B_6}$) che con acqua forma S (**B**) e SO_2 ($\mathbf{B_1}$).

$$\mathbf{B_2} + H_2S \rightarrow \mathbf{B_6} \xrightarrow{(H2O)} \mathbf{B} + \mathbf{B_1}$$
$$SO_3 + H_2S \rightarrow H_2S_2O_3 \xrightarrow{(H2O)} S + SO_2$$

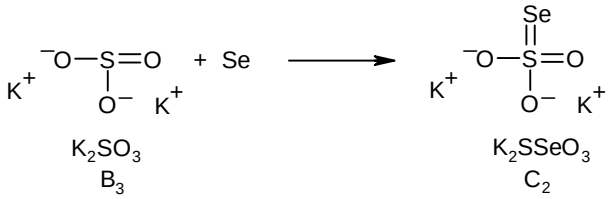
La reazione principale SeO_2 ($\mathbf{A_1}$) + SO_2 ($\mathbf{B_1}$) forma H_2SO_4 ($\mathbf{B_2}$) e Se ($\mathbf{A_2}$).

$$\mathbf{A_1} + \mathbf{B_1} \rightarrow \mathbf{B_2} + \mathbf{A_2}$$
$$SeO_2 + SO_2 \rightarrow H_2SO_4 + Se$$

Trattando SO_2 ($\mathbf{B_1}$) con una soluzione basica per KOH si ottiene K_2SO_3 ($\mathbf{B_3}$) che, trattato con Se ($\mathbf{A_2}$), forma K_2SSeO_3 ($\mathbf{C_2}$) che contiene sia Se sia S ed è isomero di $\mathbf{C_1}$ come vedremo in seguito.

$$\mathbf{B_1} + KOH \rightarrow \mathbf{B_3} \xrightarrow{(A2)} \mathbf{C_2}$$
$$SO_2 + KOH \rightarrow K_2SO_3 \xrightarrow{(Se)} K_2SSeO_3$$

La reazione precedente è mostrata qui per fare maggior chiarezza sulla struttura di **C_2**.



Per riscaldamento, K_2SO_3 (**B_3**) dismuta formando K_2S e K_2SO_4 (**B_5**) che con una resina a scambio ionico acida forma H_2SO_4 (**B_2**).

$$B_3 \xrightarrow{(calore)} B_5 + K_2S \qquad B_5 + H^+ \rightarrow B_2$$
$$K_2SO_3 \xrightarrow{(calore)} K_2SO_4 + K_2S \qquad K_2SO_4 + H^+ \rightarrow H_2SO_4$$

Sul lato sinistro dello schema vediamo che SeO_2 (**A_1**) (Se^{4+}) è ossidato con H_2O_2 formando H_2SeO_4 (**A_4**) (Se^{6+}) (acido diprotico forte che scioglie l'oro) che, trattato con una soluzione basica di KOH, forma K_2SeO_4 (**A_5**).

$$\mathbf{A_1} + H_2O_2 \rightarrow \mathbf{A_4} \xrightarrow{(KOH)} \mathbf{A_5}$$
$$SeO_2 + H_2O_2 \rightarrow H_2SeO_4 \xrightarrow{(KOH)} K_2SeO_4$$

La reazione tra K_2SeO_4 (**A_5**) e SO_3 (**B_4**) è una metatesi e forma K_2SO_4 (**B_5**) e SeO_3 (**A_7**).

$$\mathbf{A_5} + \mathbf{B_4} \rightarrow \mathbf{B_5} + \mathbf{A_7}$$
$$K_2SeO_4 + SO_3 \rightarrow K_2SO_4 + SeO_3$$

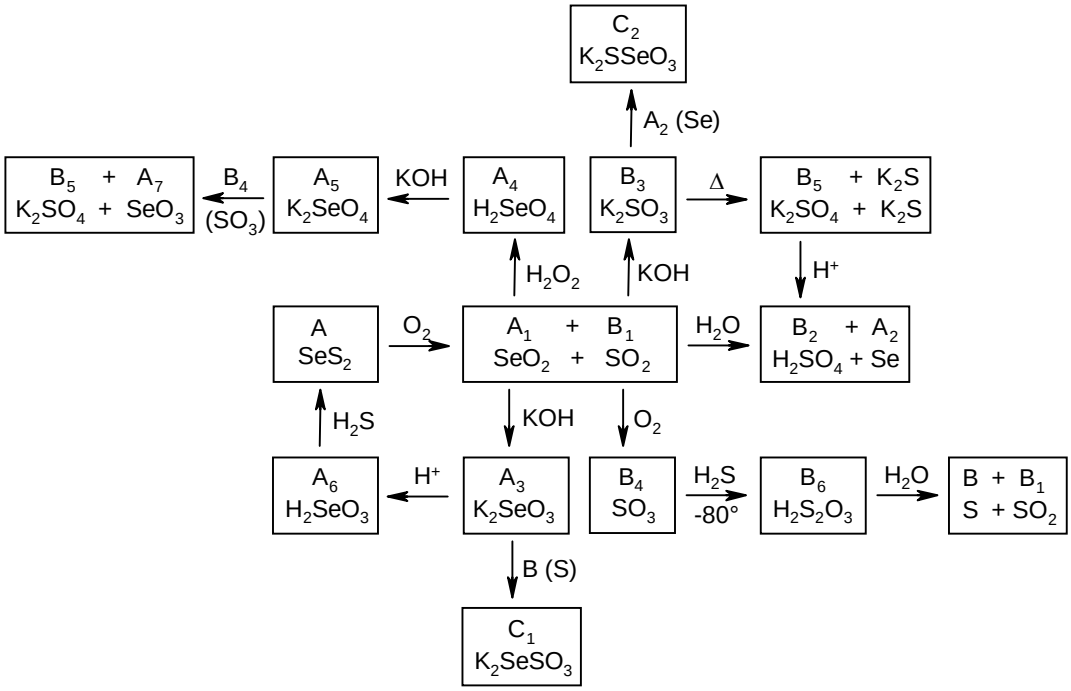
Trattando SeO_2 (**A_1**) con KOH si ottiene il sale K_2SeO_3 (**A_3**) che può reagire con S (**B**) formando K_2SeSO_3 (**C_1**) che contiene sia S sia Se ed è isomero di K_2SSeO_3 (**C_2**).

$$\mathbf{A_1} + KOH \rightarrow \mathbf{A_3} \xrightarrow{(B)} \mathbf{C_1}$$
$$SeO_2 + KOH \rightarrow K_2SeO_3 \xrightarrow{(S)} K_2SeSO_3$$

Trattando K_2SeO_3 (**A_3**) con una resina a scambio ionico acida si ottiene l'acido corrispondente H_2SeO_3 (**A_6**) che reagendo con H_2S forma SeS_2 (**A**).

$$\mathbf{A_3} + H^+ \rightarrow \mathbf{A_6} \xrightarrow{(H2S)} \mathbf{A}$$
$$K_2SeO_3 + H^+ \rightarrow H_2SeO_3 \xrightarrow{(H2S)} SeS_2$$

Lo schema complessivo delle reazioni è il seguente:

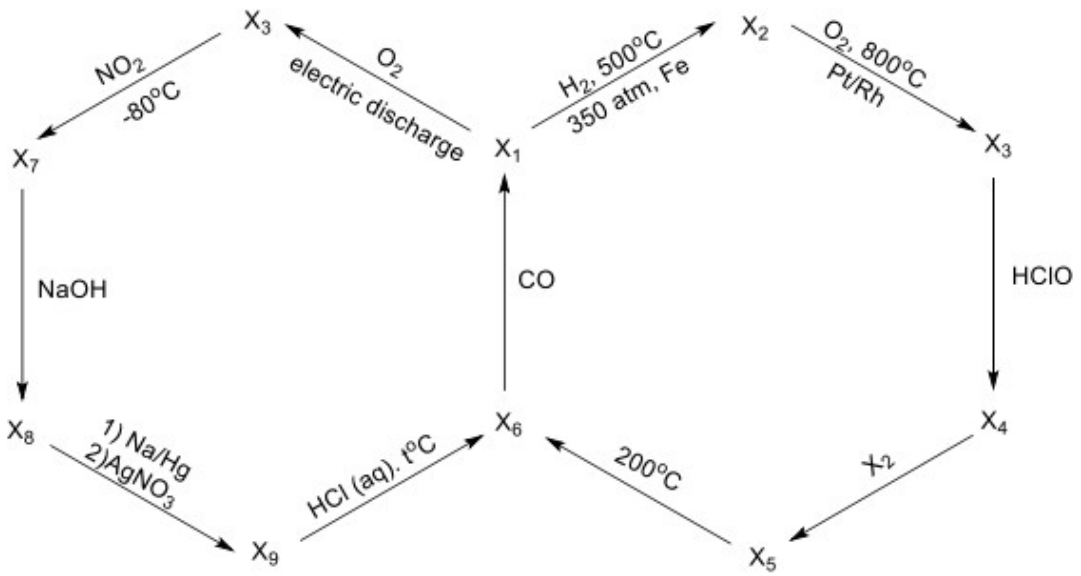


15. La formula chimica del composto **A_7** è SeO_3
16. La formula empirica della polvere **A** è SeS_2
17. La formula chimica del composto **B_6** è $H_2S_2O_3$
18. La formula chimica del composto **C_2** è K_2SSeO_3

Problema 6 - Le domande 19–21 vanno risolte insieme.

Lo schema sottostante mostra le trasformazioni delle sostanze $\mathbf{X_1}$–$\mathbf{X_9}$, che contengono tutte lo stesso elemento. Sono inoltre fornite nella tabella alcune proprietà di tali composti.

Composto	Colore at STP	pH della solutione	T fusione, °C	T ebollizione, °C
$\mathbf{X_1}$	incolore	neutro	-210	-196
$\mathbf{X_2}$	incolore	basico	-78	-33
$\mathbf{X_3}$	incolore	neutro	-164	-152
$\mathbf{X_7}$	blu	acido	-102	4,5



19. Scrivere la formula chimica del composto $\mathbf{X_5}$.
20. Scrivere la formula chimica del composto $\mathbf{X_7}$.
21. Scrivere la formula chimica del composto $\mathbf{X_9}$.

Soluzione:
Le molecole $\mathbf{X_1}$, $\mathbf{X_2}$, $\mathbf{X_3}$, $\mathbf{X_7}$ sono gassose.
$\mathbf{X_1}$ (gas neutro) trattato con H_2 a 500 °C e 350 atm forma una molecola gassosa basica $\mathbf{X_2}$.
Questo fa pensare alla sintesi dell'ammoniaca: $2\ N_2 + 3\ H_2 \rightarrow 2\ NH_3$
Il composto $\mathbf{X_3}$ si può ottenere in due modi:
o direttamente dall'azoto N_2 ($\mathbf{X_1}$) per reazione con ossigeno O_2 e una scarica elettrica
o per reazione di NH_3 ($\mathbf{X_2}$) con O_2 a 800 °C in presenza di un catalizzatore
Quindi $\mathbf{X_3}$ è NO monossido di azoto (neutro):

$$N_2 + O_2 \rightarrow 2\ NO \qquad 4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightarrow 4\ NO + 6\ H_2O$$

Il monossido di azoto NO ($\mathbf{X_3}$) viene ossidato dall'acido ipocloroso HClO per formare acido nitrico HNO_3 ($\mathbf{X_4}$)

$$2\ NO + 3\ HClO + H_2O \rightarrow 2\ HNO_3 + 3\ HCl$$

La reazione di acido nitrico HNO_3 ($\mathbf{X_4}$) con ammoniaca NH_3 ($\mathbf{X_2}$) forma il sale nitrato di ammonio NH_4NO_3 ($\mathbf{X_5}$)

$$HNO_3 + NH_3 \rightarrow NH_4NO_3$$

La decomposizione termica del nitrato di ammonio NH_4NO_3 ($\mathbf{X_5}$) produce protossido di azoto N_2O ($\mathbf{X_6}$) e acqua.

$$NH_4NO_3 \rightarrow N_2O + 2\ H_2O$$

Il protossido di azoto N_2O ($\mathbf{X_6}$) reagendo con CO forma N_2 ($\mathbf{X_1}$) e CO_2. Questo conclude l'anello sulla destra.

$$N_2O + CO \rightarrow N_2 + CO_2$$

Nell'anello di reazioni sulla sinistra, consideriamo la reazione: $\mathbf{X_3} + NO_2 \rightarrow \mathbf{X_7}$.
A -80°, NO ($\mathbf{X_3}$) reagisce con NO_2 per formare anidride nitrosa, triossido di diazoto, N_2O_3 ($\mathbf{X_7}$), un ossido acido.

$$NO + NO_2 \rightarrow N_2O_3$$

Per reazione con NaOH l'anidride nitrosa N_2O_3 ($\mathbf{X_7}$) forma nitrito di sodio $NaNO_2$ ($\mathbf{X_8}$).

$$N_2O_3 + 2\ NaOH \rightarrow 2\ NaNO_2 + H_2O$$

La riduzione del nitrito di sodio $NaNO_2$ (**X_8**) (N^{3+}) con amalgama di sodio seguita da precipitazione con nitrato d'argento è il metodo classico per sintetizzare l'iponitrito di argento $Ag_2N_2O_2$ (**X_9**) (N^+).

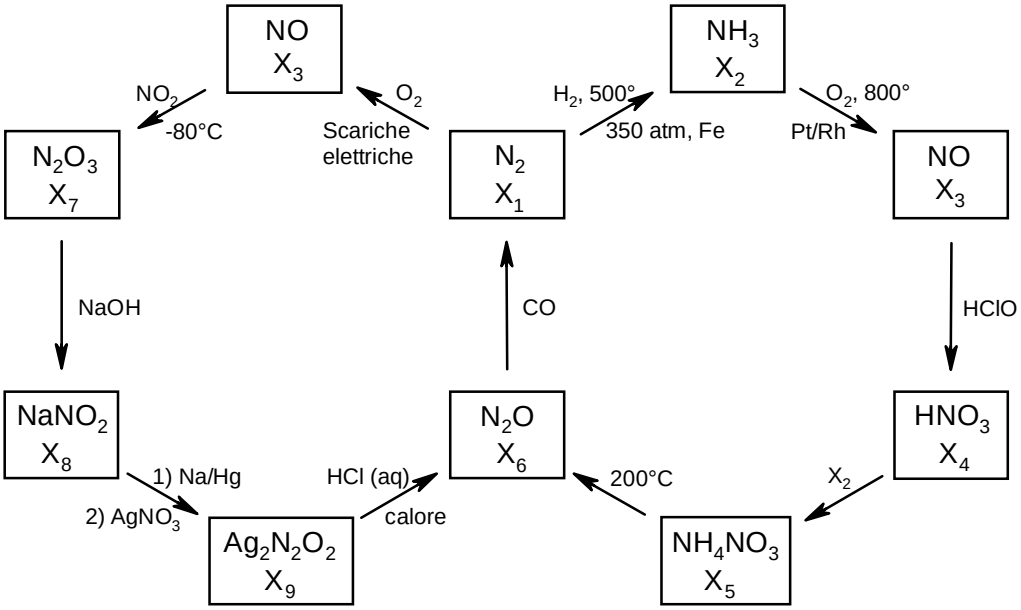
$$2\ NaNO_2 + 4\ Na + 2\ H_2O \rightarrow Na_2N_2O_2 + 4\ NaOH$$

$$Na_2N_2O_2 + 2\ Ag^+ \rightarrow Ag_2N_2O_2 + 2\ Na^+$$

L'iponitrito d'argento $Ag_2N_2O_2$ (**X_9**) reagisce con HCl formando acido iponitroso $H_2N_2O_2$ che è instabile e si decompone a caldo in protossido di azoto N_2O (**X_6**) e acqua. Questo conclude anche l'anello sulla sinistra.

$$Ag_2N_2O_2 + 2\ HCl \rightarrow N_2O + 2\ AgCl + H_2O$$

Lo schema complessivo delle reazioni è il seguente:



19. La formula chimica del composto **X_5** è NH_4NO_3
20. La formula chimica del composto **X_7** è N_2O_3
21. La formula chimica del composto **X_9** è $Ag_2N_2O_2$

Problema 7 - Le domande 22–24 vanno risolte insieme.

Una vasta gamma di composti binari può essere ottenuta combinando soluzioni di sostanze semplici nello stesso solvente. Questi composti possono cristallizzare dalla soluzione dopo un certo periodo oppure essere isolati evaporando il solvente.
Un altro metodo di sintesi è la fusione delle sostanze semplici, ma ciò porta spesso a miscele. La composizione e alcune proprietà dei composti ottenuti riscaldando la miscela di **X** e **Y** sono riportate nella tabella.

composto	$massa_X$ %	n° di legami X-X	n° di legami X-Y	colore	solubilità in CS_2 g/100 g solvente
$\mathbf{A_1}$	79,43	5	2		
$\mathbf{A_2}$	65,88	4	4		
$\mathbf{A_3}$	56,29	3	6	giallo verde	100
$\mathbf{A_4}$	49,13	2	8	giallo	
$\mathbf{A_5}$	43,59	2	9	giallo scuro	0,5
$\mathbf{A_6}$	35,56	1	12	giallo arancio	0.029
$\mathbf{A_7}$	27,87	0	16	giallo	0,222

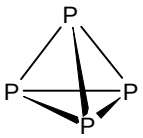
22. Scrivere la formula chimica del composto $\mathbf{A_6}$.
23. Quanti isomeri strutturali sono possibili per $\mathbf{A_1}$ (potendo variare il numero di legami dello stesso tipo)?
24. Quanti isomeri strutturali sono possibili per $\mathbf{A_3}$ (mantenendo lo stesso numero di legami dello stesso tipo)?

Soluzione:
Il fatto che molti di questi composti siano gialli o giallo-arancio fa pensare a composti dello zolfo.
In questo caso le molecole potrebbero appartenere alla grande famiglia dei composti binari fosforo-zolfo.
In questa famiglia, vi è un'unità base P_4 alla quale si possono legare più atomi di zolfo.
Immaginiamo per $\mathbf{A_1}$ la composizione P_4S e verifichiamo se la % in massa di P è 79,43 %.
La MM di P_4S è: $4 \cdot 31 + 32 = 124 + 32 = 156$ g/mol
La % di P è: 124/156 = 79,48%. In accordo con il dato del problema. Quindi $\mathbf{A_1}$ può essere P_4S.
Proviamo per $\mathbf{A_2}$ la formula P_4S_2 e verifichiamo se la % di P è 65,88%.
La MM di P_4S_2 è: $4 \cdot 31 + 2 \cdot 32 = 124 + 64 = 188$ g/mol
La % di P è: 124/188 = 65,9%. In accordo con il dato del problema. Quindi $\mathbf{A_2}$ può essere P_4S_2.
Proviamo per $\mathbf{A_3}$ la formula P_4S_3 e verifichiamo se la % di P è 56,29%.
La MM di P_4S_3 è: $4 \cdot 31 + 3 \cdot 32 = 124 + 96 = 220$ g/mol
La % di P è: 124/220 = 56,3%. In accordo con il dato del problema. Quindi $\mathbf{A_3}$ è P_4S_3.
Proviamo per $\mathbf{A_4}$ la formula P_4S_4 e verifichiamo se la % di P è 49,13%.
La MM di P_4S_4 è: $4 \cdot 31 + 4 \cdot 32 = 124 + 128 = 252$ g/mol
La % di P è: 124/252 = 49,2%. In accordo con il dato del problema. Quindi $\mathbf{A_4}$ è P_4S_4.
Proviamo per $\mathbf{A_5}$ la formula P_4S_5 e verifichiamo se la % di P è 43,59%.
La MM di P_4S_5 è: $4 \cdot 31 + 5 \cdot 32 = 124 + 160 = 284$ g/mol
La % di P è: 124/284 = 43,6%. In accordo con il dato del problema. Quindi $\mathbf{A_5}$ è P_4S_5.
Proviamo per $\mathbf{A_6}$ la formula P_4S_6 e verifichiamo se la % di P è 35,56%.
La MM di P_4S_6 è: $4 \cdot 31 + 6 \cdot 32 = 124 + 192 = 316$ g/mol
La % di P è: 124/316 = 39,2%. Questa % non è in accordo con il dato del problema.
Proviamo per $\mathbf{A_6}$ la formula P_4S_7 e verifichiamo se la % di P è 35,56%.
La MM di P_4S_7 è: $4 \cdot 31 + 7 \cdot 32 = 124 + 224 = 348$ g/mol
La % di P è: 124/348 = 35,6%. In accordo con il dato del problema. Quindi $\mathbf{A_6}$ è P_4S_7.
Per $\mathbf{A_7}$ cerchiamo quanti atomi si zolfo contiene la formula P_4S_n per avere una % di P pari al 27,87%.
La % di P è: 124/MM = 27,87%. Quindi: MM = 124/0,2787 = 445 g/mol.
La MM di tutti gli atomi di zolfo è: 445 − 124 = 321 g/mol.
Il numero di atomi di zolfo in P_4S_n è: n = 321/32 = 10. Quindi $\mathbf{A_7}$ è P_4S_{10}.

Quindi:
$\mathbf{A_1} = P_4S$
$\mathbf{A_2} = P_4S_2$
$\mathbf{A_3} = P_4S_3$
$\mathbf{A_4} = P_4S_4$
$\mathbf{A_5} = P_4S_5$
$\mathbf{A_6 = P_4S_7}$ (**Risposta n° 22**)
$\mathbf{A_7} = P_4S_{10}$

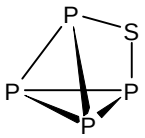
Proviamo a disegnare le strutture dei composti **A_1**−**A_7**.
Iniziamo da P_4, molecola senza senza zolfo, che ha una struttura tetraedrica.

P_4

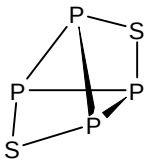


Nelle strutture **A_1**−**A_7**, lo zolfo si inserisce in P_4 formando un ponte tra due atomi di fosforo e poi forma doppi legami P=S. Questi, nel conto del numero di legami, vengono contati come un solo legame P−S.

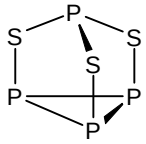
A_1
P_4S



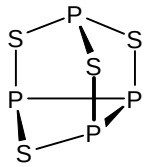
A_2
P_4S_2



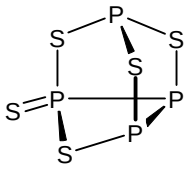
A_3
P_4S_3



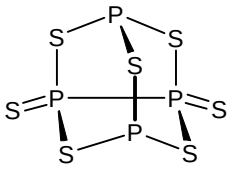
A_4
P_4S_4



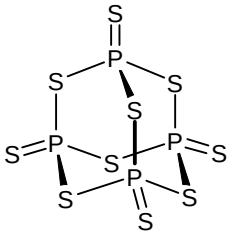
A_5
P_4S_5



A_6
P_4S_7



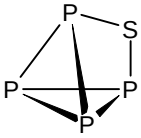
A_7
P_4S_{10}



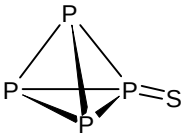
Nelle strutture proposte qui sopra il numero di legami P−P e P−S sono in accordo con i dati del problema.
In P_4S (**A_1**) vi sono 5 legami P−P e 2 legami P−S
In P_4S_2 (**A_2**) vi sono 4 legami P−P e 4 legami P−S
In P_4S_3 (**A_3**) vi sono 3 legami P−P e 6 legami P−S
In P_4S_4 (**A_4**) vi sono 2 legami P−P e 8 legami P−S
In P_4S_5 (**A_5**) vi sono 2 legami P−P e 9 legami P−S
In P_4S_7 (**A_6**) vi è 1 legame P−P e 12 legami P−S
In P_4S_{10} (**A_7**) non vi sono legami P−P mentre ci sono 16 legami P−S.

Gli isomeri possibili per **A_1** (P_4S) sono due (se possiamo cambiare il numero di legami rispetto alla tabella):

A_1
P_4S

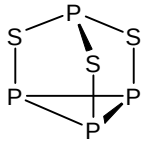


A_1
P_4S

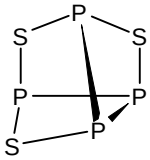


Il primo isomero coincide con quello già disegnato più sopra, possiede 5 legami P−P e 2 legami P−S.
Il secondo isomero ha un atomo di zolfo che si lega ad un fosforo senza rompere legami P−P, e quindi possiede 6 legami P−P e 1 legame P−S.
Gli isomeri possibili per **A_3** (P_4S_3) sono tre (mantenendo 3 legami P−P e 6 legami P−S):

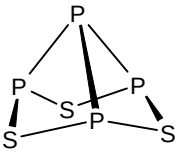
A_3
P_4S_3



A_3
P_4S_3



A_3
P_4S_3

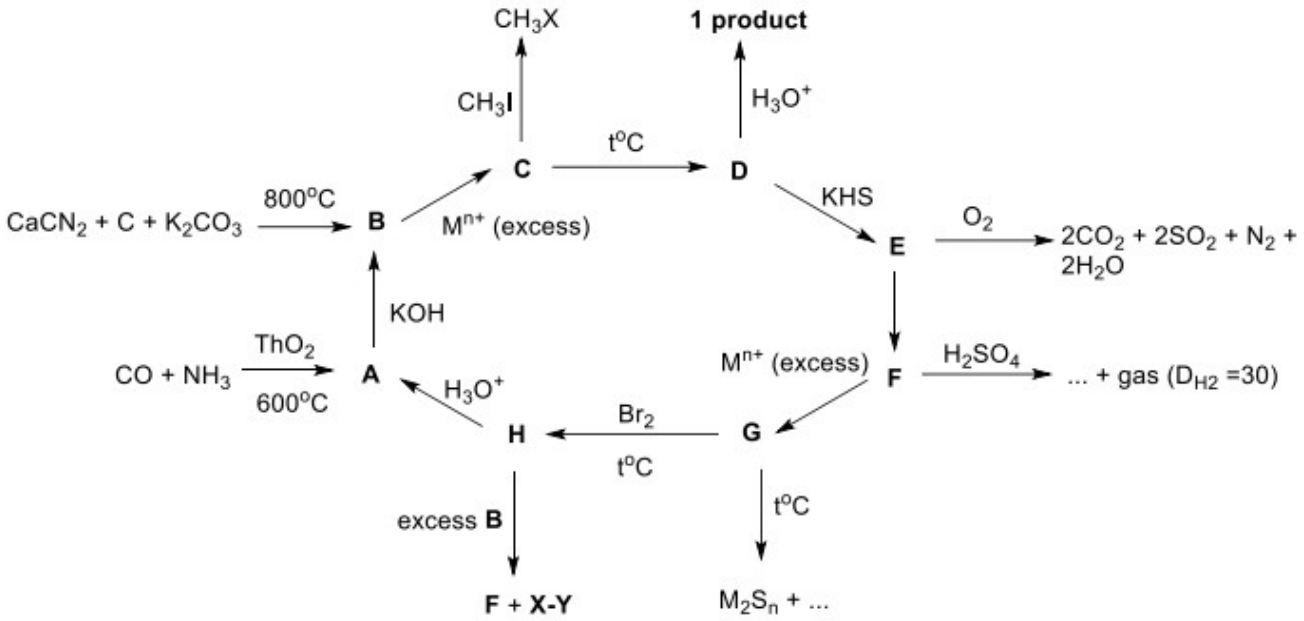


La prima molecola ha tre atomi di fosforo che formano il triangolo di base.
La seconda molecola ha una catena lineare di atomi di fosforo.
La terza molecola ha l'atomo di fosforo al vertice che mantiene i legami con gli altri tre atomi di fosforo.

22. La formula chimica del composto **A_6** è P_4S_7.
23. Gli isomeri strutturali di **A_1** (potendo variare il numero di legami dello stesso tipo) sono due
24. Gli isomeri strutturali di **A_3** (mantenendo lo stesso numero di legami dello stesso tipo) sono tre.

Problema 8 - Le domande 25–27 vanno risolte insieme.

Lo schema sottostante mostra le trasformazioni delle sostanze **A**–**H**; le sostanze **A**–**D** e **F**–**H** contengono frammenti strutturali stabili **X** o **Y**.



25. Scrivere la formula chimica del composto **D**.
26. Scrivere la formula chimica del composto **F**.
27. Scrivere la formula chimica del composto **H**.

Soluzione:
Iniziamo a interpretare lo schema dalla reazione che forma il composto **A** che è probabilmente un acido, infatti si forma in ambiente acido dal composto **H** e reagisce con KOH per formare **B**.
La reazione indicata che forma il composto è la formazione dell'acido cianidrico HCN (**A**).

$$CO + NH_3 \xrightarrow{(ThO2,\ 600°C)} HCN + H_2O$$

Il composto **B**, quindi è il sale KCN.

$$HCN + KOH \rightarrow KCN + H_2O$$

Il composto **B** (KCN) si forma anche con la classica reazione:

$$Ca^{2+}\ {}^{-}N{=}C{=}N^{-} + C + K_2CO_3 \xrightarrow{(800°C)} 2\ KCN + CaCO_3$$

La reazione di KCN con Hg^{2+} forma un cianuro molto reattivo (un composto organometallico) $Hg(CN)_2$ (**C**).

$$2\ KCN + Hg^{2+} \rightarrow NC{-}Hg{-}CN + 2\ K^+$$

La reazione di **C** con CH_3I porta ad una sostituzione di I^- con CN^- e forma CH_3CN (acetonitrile).

$$NC{-}Hg{-}CN + 2\ CH_3I \rightarrow 2\ CH_3CN + HgI_2$$

Quindi il frammento stabile **X** dei composti A-H è lo ione cianuro CN^-.
La decomposizione termica di $Hg(CN)_2$ (**C**) forma il gas cianogeno $(CN)_2$ o NC−CN (**D**).

$$NC{-}Hg{-}CN \xrightarrow{(calore)} NC{-}CN + Hg$$

Il cianogeno (**D**) si può immaginare come il doppio nitrile dell'acido ossalico e quindi la sua idrolisi forma un solo prodotto, l'acido ossalico.

$$NC{-}CN + 4\ H_2O + 2\ H^+ \rightarrow HOOC{-}COOH + 2\ NH_4^+$$

La reazione del cianogeno (**D**) con KHS trasforma i due nitrili in tioammidi formando ditioossalammide (**E**) la doppia tioammide dell'acido ossalico.

$$NC{-}CN + 2\ KHS + 2\ H_2O \rightarrow H_2NC(S){-}C(S)NH_2 + 2\ KOH$$

La combustione di **E** forma esattamente i prodotti indicati nello schema e questo conferma l'identità di **E**.

$$H_2NC(S){-}C(S)NH_2 + 5\ O_2 \rightarrow 2\ CO_2 + 2\ SO_2 + N_2 + 2\ H_2O$$

Non è indicato il reattivo che trasforma **E** in **F**, ma possiamo dedurre l'identità di F dalla reazione successiva.
Trattando **F** in acido si ottiene un gas con una massa pari a 30 H_2 cioè con una massa di 60 g/mol.
Dato che questo gas contiene zolfo, il resto della sua molecola ha una massa di 60 − 32 = 28 g/mol (C + O).
Quindi questo gas è SCO (S=C=O) o solfuro di carbonile.
Il rilascio di COS per trattamento con acido solforico è caratteristico dei tiocianati (SCN^-).

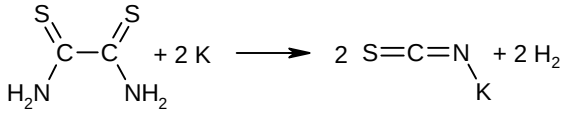
Si forma dapprima acido isotiocianico:

$$SCN^- + H^+ \rightarrow S{=}C{=}NH$$

che si idrolizza formando solfuro di carbonile (S=C=O) (MM = 60 g/mol):

$$S{=}C{=}NH + H_2O \rightarrow S{=}C{=}O + NH_3$$

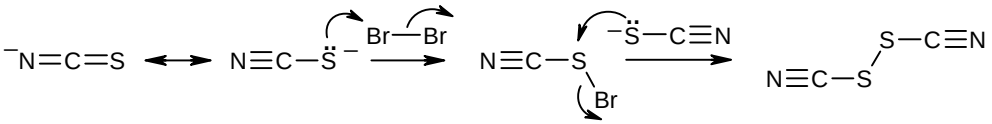
Quindi **F** è KSCN e si può formare così partendo da ditioossalammide **E**:



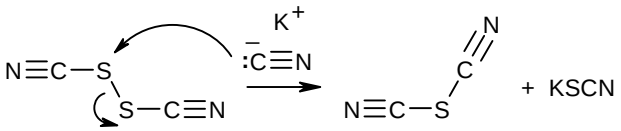
Il frammento stabile **Y**, quindi, è tiocianato SCN^-.
La reazione di KSCN (**F**) con Hg^{2+} forma **G** che quindi è un ditiocianato di mercurio instabile $Hg(SCN)_2$ che somiglia a $Hg(CN)_2$ (**C**).

$$KSCN + Hg^{2+} \rightarrow Hg(SCN)_2$$

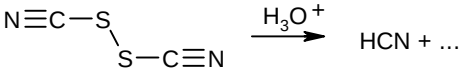
Riscaldando $Hg(SCN)_2$ (**G**) si ottiene una reazione spettacolare nota come "il serpente del faraone".
La reazione di $Hg(SCN)_2$ (**G**) con Br_2 a caldo forma tiocianogeno (**H**) $(SCN)_2$.



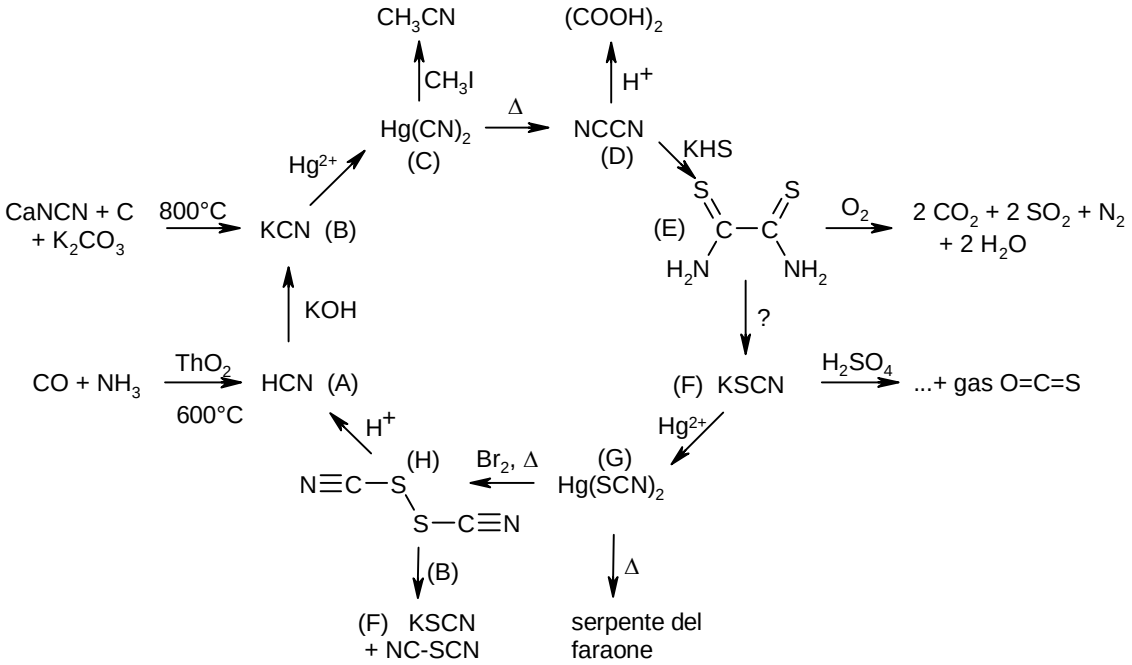
La reazione del tiocianogeno $(SCN)_2$ (**H**) con KCN (**B**) forma tiocianato di cianogeno NC−SCN (che contiene i due frammenti **X**−**Y** legati tra loro) e tiocianato di potassio KSCN (**F**).



Trattando il tiocianogeno $(SCN)_2$ (**H**) con un acido si ottiene tra le altre cose HCN (**A**), il prodotto di partenza, e si chiude il ciclo.



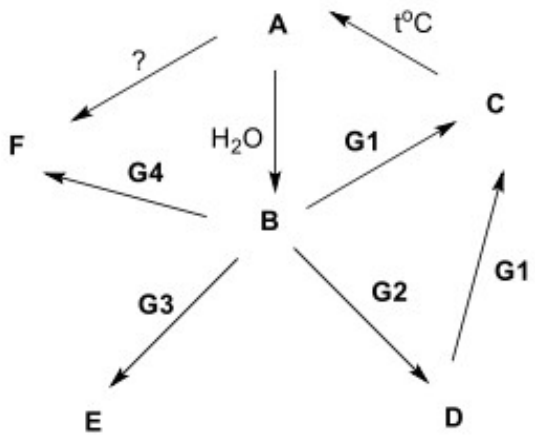
Lo schema complessivo delle reazioni è il seguente:



25. La formula chimica del composto **D** è $(CN)_2$
26. La formula chimica del composto **F** è KSCN
27. La formula chimica del composto **H** è $(SCN)_2$

Problema 9 - Le domande 28–30 vanno insieme.

La sostanza **A**, principale componente di un comune materiale da costruzione, reagisce energicamente con l'acqua per formare una soluzione della sostanza **B**. Questa soluzione reagisce con quattro gas in condizioni diverse.
La reazione con il gas **G1** porta alla formazione del precipitato **C**, utilizzato industrialmente per ottenere la sostanza **A**.
La reazione con il gas **G2**, dopo attenta evaporazione, produce la sostanza **D**, che possiede proprietà disinfettanti.
La reazione con il gas **G3** (al di sopra di 45 °C) è molto energica e produce la sostanza **E**, impiegata come materiale artigianale, da costruzione e da finitura; trova utilizzo nell'industria cartaria e in quella chimica per la produzione di vernici.
La reazione con il gas **G4** a 5 atm e 120 °C porta alla formazione della sostanza **F**, che viene utilizzata come conservante nell'industria alimentare.
La sostanza **F** può essere ottenuta anche dalla reazione di **A** con il prodotto di secrezione di alcuni insetti o piante.



28. Scrivere la formula chimica del gas **G2**.
29. Scrivere la formula chimica del composto **E**.
30. Scrivere la formula chimica del composto **F**.

Soluzione:
Le reazioni più facili da identificare sono quelle che trasformano il composto **C** in **A** e poi in **B**.
Il composto **C** è carbonato di calcio $CaCO_3$ che per trattamento a caldo forma CaO (**A**) ossido di calcio, noto come calce viva. Questo reagisce energicamente con l'acqua per formare una soluzione di $Ca(OH)_2$ (**B**) idrossido di calcio, chiamato calce spenta, con cui si prepara la malta per legare i mattoni nelle costruzioni. Col tempo questa reagisce con il gas CO_2 (**G1**) presente nell'aria formando ancora carbonato di calcio $CaCO_3$ (**C**) che rende più solida la costruzione.

$$CaCO_3 \xrightarrow{(calore)} CaO + CO_2$$
$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$
$$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

La reazione dell'idrossido di calcio $Ca(OH)_2$ (**B**) con il gas **G2** produce la sostanza **D** con proprietà disinfettanti. Questa è la produzione di ipoclorito di calcio $Ca(ClO)_2$ (**D**) (usato come disinfettante nelle piscine) che si ottiene trattando $Ca(OH)_2$ con cloro Cl_2 (**G2**).

$$2\ Ca(OH)_2 + 2\ Cl_2 \rightarrow Ca(ClO)_2 + CaCl_2 + 2\ H_2O$$

Come il $Ca(OH)_2$, l'ipoclorito di calcio $Ca(ClO)_2$ reagendo con CO_2 (**G1**) forma carbonato di calcio $CaCO_3$ (**C**).

$$2\ Ca(ClO)_2 + 2\ CO_2 \rightarrow 2\ CaCO_3 + 2\ Cl_2 + O_2$$

La reazione dell'idrossido di calcio $Ca(OH)_2$ (**B**) con il gas **G3** (sopra i 45 °C) è energica e produce la sostanza **E**, usata come materiale artigianale (gesso), da costruzione e da finitura e nell'industria della carta.
La sostanza **E** è il solfato di calcio ($CaSO_4$), gesso, che si ottiene per reazione col gas **G3** anidride solforica SO_3.

$$Ca(OH)_2 + SO_3 \rightarrow CaSO_4 + H_2O$$

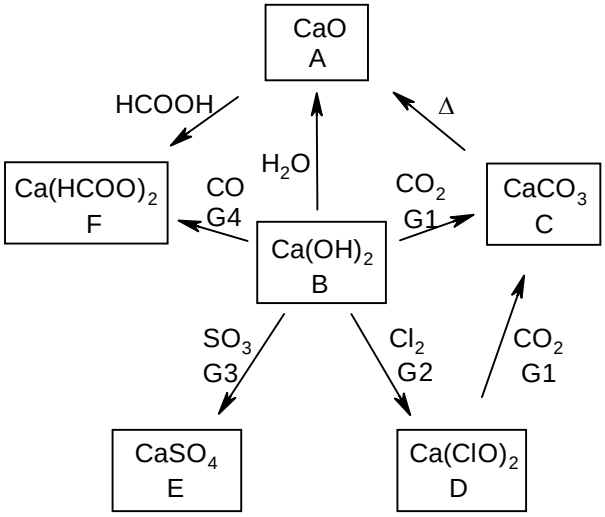
La reazione dell'idrossido di calcio $Ca(OH)_2$ (**B**) con il gas **G4** a 5 atm e 120 °C porta alla formazione della sostanza **F**, che viene utilizzata come conservante nell'industria alimentare.
La sostanza **F** è il formiato di calcio $Ca(HCOO)_2$ che si ottiene per reazione col gas **G4**, monossido di carbonio, CO. Il formiato di calcio si usa nell'industria dei mangimi come conservante.

$$Ca(OH)_2 + 2\ CO \rightarrow Ca(HCOO)_2$$

Il formiato di calcio $Ca(HCOO)_2$ (**F**) si ottiene anche dall'ossido di calcio CaO (**A**) per reazione con l'acido formico HCOOH prodotto dalle formiche nei formicai (se battete leggermente la mano su un formicaio, sentirete poi nella mano un forte odore di acido formico).

$$CaO + 2\ HCOOH \rightarrow Ca(HCOO)_2 + H_2O$$

Lo schema complessivo delle reazioni è il seguente:



28. La formula chimica del gas **G2** è Cl_2
29. La formula chimica del composto **E** è $CaSO_4$
30. La formula chimica del composto **F** è $Ca(HCOO)_2$

Esercizi presi dalla prova di Novembre 2025 di preparazione ai Giochi della Chimica del Canada.
Soluzioni proposte da Mauro Tonellato e Lorenza Caresia.