

Oefenopgaven REDOX

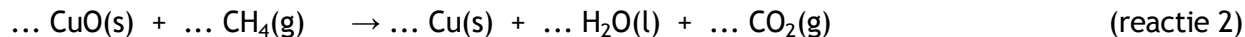
havo

OPGAVE 1

Wanneer kopersulfide verbrand wordt ontstaat koperoxide volgens:



Uit het gevormde koperoxide kan men het metaal koper maken door koperoxide te laten reageren met methaan. De volgende reactie treedt op:



- 01 Neem de vergelijking van reactie 2 over en maak deze kloppend door de juiste coëfficiënten in te vullen voor de formules.
- 02 Welk deeltje reageert in *reactie 1* als reductor (kies het juiste antwoord)
A. CuS(s) B. Cu²⁺ C. S²⁻ D. O₂ E. Geen enkel deeltje
- 03 Licht jouw antwoord toe.
- 04 Welk deeltje reageert in *reactie 2* als reductor (kies het juiste antwoord)
A. CuO(s) B. Cu²⁺ C. O²⁻ D. CH₄ E. Geen enkel deeltje
- 05 Licht jouw antwoord toe.

Men voert deze reactie 2 uit met een overmaat methaan. Men wil met deze reactie 12,5 gram koper maken.

- 06 Bekeken hoeveel gram koperoxide men moet gebruiken om 12,5 gram koper te verkrijgen.

OPGAVE 2

Raketten gebruiken vloeibare hydrazine (N₂H₄) als brandstof. Met zuurstof wordt dit omgezet in onder andere NO(g). Bij deze reactie komt erg veel warmte vrij.

- 07 Geef de vergelijking van de reactie en wijs reductor en oxidator aan.

OPGAVE 3

Joodvlekken in kleding kunnen worden verwijderd met een natriumsulfietoplossing (Na₂SO₃).

- 08 Geef de reactievergelijking.

Bij het maken van gedrukte bedradingen op printplaten worden dunne koperlagen verwijderd met een oplossing van ijzer(III)chloride. Het koper lost op doordat er Cu²⁺-ionen worden gevormd.

- 09 Geef de reactievergelijking.

OPGAVE 4

Sommige metalen kunnen worden bereid door een oplossing van een zout van dat metaal te elektrolyseren. Een voorbeeld hiervan is het metaal kobalt (Co). Bij de elektrolyse van een oplossing van kobaltsulfaat, CoSO₄, zal aan één van de elektroden het metaal kobalt ontstaan.

- 10 Geef, met behulp van tabel 48 van BINAS, de vergelijking van de halfreactie waarbij het metaal kobalt ontstaat. Vermeld tevens aan welke elektrode (de positieve of de negatieve) deze halfreactie plaatsvindt.

Aan de andere elektrode kan men een gasontwikkeling waarnemen. Tevens kan men met behulp van een zuurbasis-indicator aantonen dat de oplossing rondom de elektrode zuur wordt.

- 11 Verklaar beide waarnemingen aan deze elektrode door onder andere, met behulp van tabel 48 van BINAS, de vergelijking te geven van de halfreactie die aan deze elektrode plaatsvindt.

Bij andere metalen is de bovengenoemde bereidingswijze niet toepasbaar. Een voorbeeld van zo'n metaal is magnesium.

- 12 Leg aan de hand van tabel 48 van BINAS uit waarom het metaal magnesium niet bereid kan worden door elektrolyse van een oplossing van een magnesiumzout.
- 13 Hoe kan men magnesium wel door elektrolyse bereiden?

OPGAVE 5

We laten het metaal zink reageren in zuur milieu ($\text{pH} < 7$), in neutraal milieu ($\text{pH} = 7$) en in basisch milieu ($\text{pH} > 7$). In alle drie de gevallen treedt er een redoxreactie op waarbij zink betrokken is.

- 14 Geef met behulp van tabel 48 de halfvergelijkingen en de totaalreactie van deze drie reacties en verklaar aan de hand van deze reacties wat je bij het uitvoeren de proef zult waarnemen.

OPGAVE 6

Als men in een oplossing sulfietionen wil aantonen, maar er zijn ook andere ionen aanwezig die storend kunnen werken, moet men de sulfietionen 'buiten de buis' aantonen. Hiertoe voegt men eerst wat zuur toe aan de oplossing. Vervolgens verwarmt men de reageerbuis, zodat het ontstane zwaveldioxide kan ontsnappen, en houdt men een filtreerpapiertje met daarop een bruine druppel joodoplossing boven de reageerbuis. Als de druppel ontkleurt, is sulfiet aangetoond.

- 15 Geef van beide reacties de reactievergelijking.

OPGAVE 7

Roest kan worden voorgesteld door de formule $\text{FeO}(\text{OH})$.

- 16 Welke lading hebben de ijzerionen in roest?

Bij verhitting gaat roest over in ijzer(III)oxide.

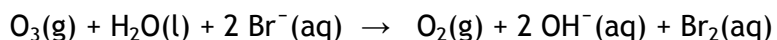
- 17 Geef de reactievergelijking. Is dit een redoxreactie?

Roestvlekken in kleding worden veroorzaakt door de ijzer(III)-ionen. De vlekken kunnen worden verwijderd met een oplossing van oxaalzuur ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$).

- 18 Geef de reactievergelijking.

OPGAVE 8

Bij het bepalen van de ozonconcentratie in lucht leidt men ozonhoudende lucht in een oplossing van kaliumbromide:



Vervolgens bepaalt men via een analysetechniek hoeveel mmol Br_2 er is ontstaan. Men gebruik 50,0 mL 0,0800 M kaliumbromide-oplossing.

- 19 Bereken hoeveel mg opgelost KBr deze oplossing bevat.
- 20 Leg uit dat je voor een juiste bepaling van de ozonconcentratie een *overmaat* kaliumbromide-oplossing moet gebruiken.

Men leidt nu $1,00 \text{ dm}^3$ ozonhoudende lucht in 50,0 mL 0,0800 M KBr-oplossing. Hierbij ontstaat $2,5 \cdot 10^{-3}$ mmol Br_2 .

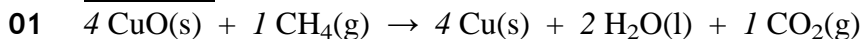
- 21 Bereken de ozonconcentratie in lucht in volume-ppm. Maak gebruik van tabel 12 van BINAS.

Oefenopgaven REDOX havo

UITWERKINGEN

Verwijzingen naar tabel 48 van BINAS worden gedaan met behulp van de getallen die achter de halfreacties staan.

OPGAVE 1



02 C.

03 Van de mogelijke antwoorden valt E af. Omdat in de reactie een element betrokken is (O_2), is de reactie een redoxreactie. Er moet dan hoe dan ook een reductor aanwezig zijn.

Antwoord D valt ook af, want O_2 is ALTIJD oxidator.

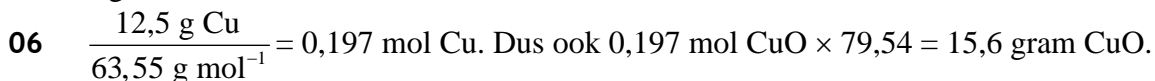
Antwoord B kan niet juist zijn. In CuS komen deeltjes Cu^{2+} voor en in CuO ook. Als de lading van het deeltje niet veranderd is, is het deeltje ook geen reductor of oxidator.

Antwoord A is fout, want CuS(s) is opgebouwd uit twee verschillende deeltjes: Cu^{2+} en S^{2-} . Slechts één daarvan kan reductor zijn.

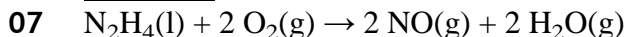
Blijft antwoord C over, dus S^{2-} is hier de reductor.

04 D.

05 Bij methaan is de ladingsverandering moeilijk te zien: de stof is niet opgebouwd uit geladen deeltjes. Kijk daarom naar de stof waar methaan mee reageert: CuO . Hierin verandert Cu^{2+} in Cu (na de pijl) en heeft Cu^{2+} dus elektronen opgenomen. Dan moet methaan elektronen hebben afgestaan en is daarom reductor.



OPGAVE 2

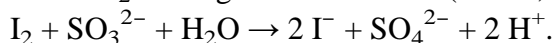


O_2 is altijd oxidator. Dan is N_2H_4 de reductor.

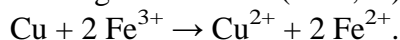
OPGAVE 3

08 Een oplossing van natriumsulfiet bevat ionen SO_3^{2-} . Dit reageert als reductor (zie -0,09).

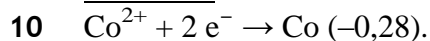
Jood is I_2 en reageert als oxidator (zie +0,62).



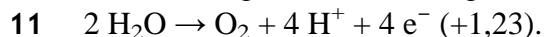
09 Cu reageert tot Cu^{2+} (zie 0,34). Fe^{3+} reageert tot Fe^{2+} (zie 0,77).



OPGAVE 4



Bij elektrolyse worden de deeltjes gedwongen te reageren. Co^{2+} wordt gedwongen elektronen op te nemen. Dat gebeurt aan de negatieve elektrode.



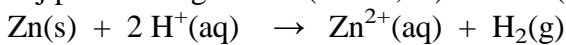
O_2 is een gas. Er ontstaat H^+ , waardoor de oplossing zuurder wordt.

12 Bij elektrolyse kan de oxidator Mg^{2+} (zie -2,37) niet reageren, omdat H_2O als oxidator sterker is en voorrang krijgt (zie -0,83). (OF: als Mg zou ontstaan, zou het direct met water reageren)

13 Zorgen dat er geen water aanwezig is. Dat kan alleen bij een gesmolten magnesiumzout.

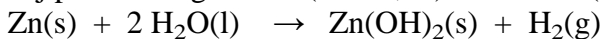
OPGAVE 5

- 14 Bij $\text{pH} < 7$ reageert Zn (zie $-0,76$) met H^+ (zie $0,00$):



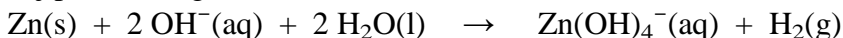
Waarnemingen: gasontwikkeling en de vloeistof wordt helder (zink verdwijnt).

- Bij $\text{pH} = 7$ reageert Zn (zie $-0,76$) met water (zie $-0,83$):



Waarnemingen: gasontwikkeling en troebeling.

- Bij $\text{pH} > 7$ reageert Zn samen met OH^- (zie $-1,22$) met water (zie $-0,83$):



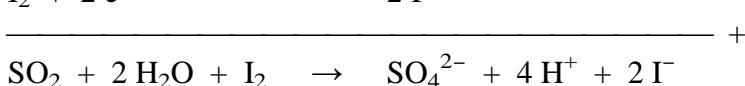
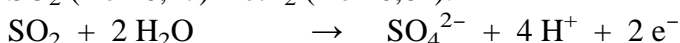
Waarnemingen: gasontwikkeling en de vloeistof wordt helder.

OPGAVE 6

- 15 Sulfiet met zuur: $\text{SO}_3^{2-}(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O(l)}$

(SO_2 lost goed op in water, maar door verwarmen verdwijnt het gas uit de reageerbuis)

SO_2 (zie $+0,17$) met I_2 (zie $+0,62$):



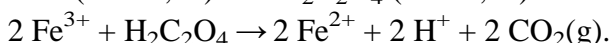
OPGAVE 7

- 16 Lading O^{2-} en OH^- samen is $3-$, dus moet ijzer $3+$ zijn.

- 17 $2 \text{FeO(OH)} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

Dit is géén redoxreactie, want ijzer heeft zowel voor als na de pijl een lading van $3+$.

- 18 Fe^{3+} (zie $+0,77$) met $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (zie $-0,49$):



OPGAVE 8

- 19 Er is aanwezig: $50,0 \times 0,0800 = 4,00$ mmol KBr. $M(\text{KBr}) = 119,0$ gram mol^{-1} .

1 mmol KBr weegt $119,0$ mg, dus $4,00$ mmol KBr weegt $4,00 \times 119,0 = 476$ mg.

- 20 Als je een overmaat KBr-oplossing gebruikt weet je zeker dat *alle* O_3 reageert.

- 21 Volgens de molverhouding is $2,5 \cdot 10^{-3}$ mmol Br_2 ontstaan uit $2,5 \cdot 10^{-3}$ mmol O_3 .

$M(\text{O}_3) = 48,0$ gram per mol, dus $2,5 \cdot 10^{-3}$ mmol O_3 weegt $2,5 \cdot 10^{-3} \times 48,0 = 0,12$ mg.

In tabel 12 vindt je de dichtheid van ozon: $2,22$ kg m^{-3} . Dit is gelijk aan $2,22$ mg mL^{-1} .

$0,12$ mg O_3 heeft een volume van $\frac{0,12}{2,22} = 0,054$ mL.

Er bevindt zich dus $0,054$ mL O_3 in $1,00$ dm³ (= 1000 mL) lucht.

Dit komt overeen met $\frac{0,054}{1000} \times 10^6 = 54$ volume-ppm.