Oefentoets scheikunde redox VWO

Hier staan de uitlegfilmpjes:
overzicht vwo scheikunde redox - YouTube
https://youtu.be/Ad9RgGGxhdI?si=Ik4LQhinaFTevGUU&t=4556
redoxreacties, een inleiding - YouTube
redoxreacties tips en voorbeelden - YouTube
Redoxreacties opstellen met binas tabel 48 - YouTube
Redoxreacties en zuur-base reacties herkennen. - YouTube
De vergelijking van een halfreactie opstellen. - YouTube
notaties van stoffen en oplossingen - YouTube
Examenchallenge redox vwo scheikunde - YouTube
Elektrochemische cel en batterij - YouTube
Elektrochemische cel voorbeelden - YouTube
methanol brandstofcel - YouTube
elektrolyse/batterij opladen vwo scheikunde - YouTube
Constante van faraday rekenen met coulomb, mol elektronen en ampere
lithiumbatterij scheikunde - YouTube
redox flow cell - YouTube
https://youtu.be/OnZGLbYguBQ?t=6684
https://scheikundehavovwo.nl/vwo-4-5-6/redox-vwo
Terugtitratie voorbeeld SO2 in lucht met jood en thio

Hier staat de uitleg van deze oefentoets **uitlegfilm.**
maar je gaat hem natuurlijk eerst zelf maken!

Opgave 1
Leg uit of in de volgende gevallen een redoxreactie optreedt. Als er een redoxreactie optreedt geef dan de reactievergelijking. Gebruik hierbij halfreacties.

a. In de derde klas heb je geleerd dat joodwater een reagens is voor zwaveldioxide, het joodwater ontkleurt als er zwaveldioxide doorheen geleid wordt.
b. Sjaak laat een koperen punaise in verdund salpeterzuur vallen. Er ontstaat stikstofmonoxide.
c. Natriumfluoride oplossing en zinkchloride-oplossing.
d. Sjakie stoot een fles broomwater om, het broomwater valt op een klein beetje ijzerpoeder. Broom is in overmaat.

Opgave 2
Geef de vergelijking van de halfreactie als:
a In zuur milieu reageert propaanzuur tot propaan-1-ol
b Ethanol wordt in basisch milieu omgezet in onder andere ethaonaationen.

Opgave 3
Als een amalgaamvulling (met daarin behalve kwik bijvoorbeeld zilver en tin) naast een gouden kroon zit en daarmee in contact is, kan aantasting van het amalgaam optreden. Aan het oppervlak van het goud treedt een halfreactie op waarin onder andere zuurstof die in het speeksel is opgelost, betrokken is.

a. Geef de vergelijking van de halfreactie die dan aan het oppervlak van de gouden kroon optreedt. Neem hierbij aan dat de pH van het speeksel tijdens de reactie onder de 7 is.

Als gevolg van de redoxreactie wordt het oppervlak van de amalgaamvulling naast de gouden kroon ruw: er ontstaan gaatjes in de vulling. Dit komt door het reageren van één of meer metalen uit het amalgaam. Welk metaal (of welke metalen) daarbij reageert (reageren),

hangt af van de samenstelling van het amalgaam. Deze samenstelling moet in elk geval zodanig zijn dat geen kwik kan reageren.
Men vergelijkt twee amalgamen (1 en 2) met elkaar:
Amalgaam 1 bevat behalve kwik alleen zilver en tin.
Amalgaam 2 bevat behalve kwik alleen zilver.
Als men alleen rekening houdt met gegevens in Binas mag men verwachten dat bij een vulling van amalgaam 1 in contact met een gouden kroon het gevaar dat kwik reageert kleiner is dan bij een vulling van amalgaam 2 in contact met een gouden kroon.

b. Leg met behulp van getalwaarden in Binas uit dat men mag verwachten dat het gevaar dat kwik reageert, in het eerste geval kleiner is dan in het tweede geval. Betrek in de uitleg alle drie metalen met bijbehorende getalwaarden.

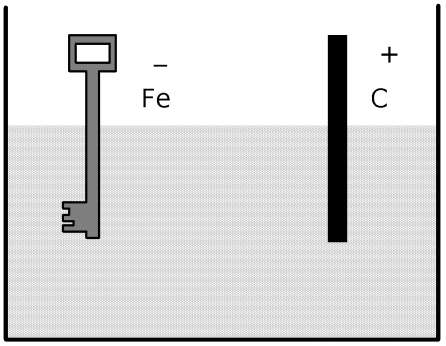
Opgave 4
In een chemische fabriek is vaak hete stoom nodig. Dat wordt gemaakt in stoomketels. Het water dat daarin wordt verhit, noemen we ketelwater. Als daarin zuurstof aanwezig is kan corrosie optreden. Om dit tegen te gaan wordt aan het ketelwater vaak een hoeveelheid natriumsulfiet toegevoegd. Hierdoor wordt de zuurstof gebonden:

$2\ SO_3^{2-}\ (aq) + O_2\ (aq) \rightarrow 2\ SO_4^{2-}\ (aq)$

Om er zeker van te zijn dat alle zuurstof is gebonden moet een overmaat sulfiet worden toegevoegd.
De oplosbaarheid van zuurstof in water staat in binas.
a. Bereken hoeveel mg natriumsulfiet minimaal aan 1,00 liter ketelwater bij 293 K moet worden toegevoegd om een overmaat te hebben.

Om te bepalen hoeveel sulfiet de overmaat is laten we 100,0 mL ketelwater reageren met een bekende hoeveelheid jood. We weten dat deze hoeveelheid jood ten opzichte van de hoeveelheid sulfiet een overmaat is. De hoeveelheid jood die bij deze reactie overblijft, kunnen we bepalen door een titratie met een natriumthiosulfaatoplossing: $2\ Na^+\ (aq) + S_2O_3^{2-}\ (aq)$.
b. Geef de vergelijking van de reactie van sulfiet met jood.
c. Geef de vergelijking van de reactie van jood met thiosulfaat.
Bij de proef wordt aan 100,0 mL ketelwater 10,00 mL $1{,}50 \cdot 10^{-2}$ M joodoplossing toegevoegd.
Voor de titratie is 10,25 mL $1{,}16 \cdot 10^{-2}$ M natriumthiosulfaatoplossing nodig.
d. Bereken de overmaat natriumsulfiet. Geef je antwoord in mg per liter ketelwater.

Opgave 5



Hierboven is een elektrolysecel afgebeeld. De cel is gevuld met een oplossing van nikkelsulfaat, $NiSO_4$. De elektroden zijn een staaf koolstof en een ijzeren sleutel. De koolstof staaf is verbonden met de positieve pool van een stroombron, het ijzeren voorwerp is verbonden met de negatieve pool. (De stroombron is niet getekend).
Als de stroom door de elektrolysecel gaat, treden aan beide elektroden reacties op.

a Geef de vergelijkingen van de reacties die aan de beide elektroden verlopen.
b Leg uit hoe tijdens de elektrolyse de pH van de oplossing verandert.

Als de elektrolyse enige tijd heeft geduurd, ontstaat aan het vernikkelde ijzeren voorwerp waterstofgas, dat verdere afzetting van nikkel verhindert.
c Geef een verklaring voor het ontstaan van waterstof op het voorwerp.

De stroomsterkte is 100 mA. De elektrolyse wordt gestopt als zich 60 mg nikkel heeft afgezet.
d Bereken hoeveel minuten nodig waren voor het afzetten van 60 mg nikkel. Gebruik onder andere tabel 7.

We vervangen de staaf van koolstof door een staaf van nikkel.
e Leg uit dat de pH van de oplossing in de elektrolysecel niet verandert als de positieve elektrode van nikkel is.
f Leg uit waarom je voor het electrolytisch vernikkelen van een ijzeren voorwerp beter een nikkelen elektrode kunt gebruiken dan een koolstofelektrode. Geef twee redenen.

Opgave 6
Een modern type brandstofcel is de SOFC, solid oxide fuel cell. Die bestaat uit twee elektrodes van poreus keramisch materiaal die bedekt zijn met onder andere nikkel. De elektrodes zijn van elkaar gescheiden door een elektrolyt. Het elektrolyt is zirkonium(IV)oxide met 8,0 mol-% yttrium(III)oxide. Deze brandstofcel werkt bij hoge temperatuur (600 °C) op elke brandstof. Bij deze temperatuur is het elektrolyt vast, maar kunnen de oxide-ionen wel vrij in het kristalrooster van het elektrolyt bewegen.
a Bereken hoeveel milligram yttrium(III)oxide gemengd moet worden met 65 mg zirkonium(IV)oxide om een geschikt elektrolyt voor de SOFC te maken.

De meest effectieve brandstof voor deze cel is een mengsel van methaan en waterdamp. Dit wordt in de zogeheten reform reactie omgezet in waterstof en koolstofmono-oxide. Dit is een endotherme reactie waarbij als katalysator nikkel gebruikt kan worden.
b Geef de vergelijking van de reform reactie.
c Geef een reden waarom de SOFC de ideale brandstofcel is voor het verkrijgen van energie uit methaan en waterdamp.

Elk van de producten van de reform reactie wordt vervolgens in dezelfde elektrode omgezet waardoor er een elektrische stroom gaat lopen. Er vinden dus in één elektrode twee halfreacties plaats. In de andere elektrode wordt daarbij maar één stof omgezet.
d Geef de vergelijkingen van de drie halfreacties die in de elektrodes van de SOFC plaats vinden. In geen van deze halfreacties komen H^+ ionen voor. In alle halfreacties komen oxide-ionen voor.

Uitwerkingen uitlegfilm

Opgave 1

a. I_2 is hier de oxidator en SO_2 de reductor, er is de volgende redoxreactie:

I_2 (aq) + 2 e- → 2 I^- (aq)

SO_2 (aq) + 2 H_2O (l) → SO_4^{2-} (aq) + 4 H^+ (aq) + 2e-

I_2 (aq) + SO_2 (aq) + 2 H_2O (l) → 2 I^- (aq) + SO_4^{2-} (aq) + 4 H^+ (aq)

b. Verdund salpeterzuur is een sterkere oxidator dan Cu^{2+} (de conjugeerde oxidator van de reductor Cu (s), dus vindt hier een redoxreactie plaats.

NO_3^- (aq) + 4 H^+ (aq) + 3e- → NO (g) + 2 H_2O (l) | x 2

Cu (s) → Cu^{2+} (aq) + 2e- (aq) | x 3

2 NO_3^- (aq) + 8 H^+ (aq) + 6e- → 2 NO (g) + 4 H_2O (l)

3 Cu (s) → 3 Cu^{2+} (aq) + 6e- (aq)

2 NO_3^- (aq) + 8 H^+ (aq) + 3 Cu (s) → 2 NO (g) + 4 H_2O (l) + 3 Cu^{2+} (aq)

c De sterkste oxidator (Zn^{2+}) staat onder de sterkste reductor (H_2O) in binas tabel 48. Er vindt dus geen redoxreactie plaats.

d. Br_2 (aq) is hier de oxidator, let op deze oxidator is zo sterk dat Fe (s) kan worden omgezet in Fe^{3+} (aq). Er is maar een klein beetje ijzerpoeder dus we gaan ervan uit dat er een overmaat Br_2 (aq) is. Br_2 is sterk genoeg om Fe^{2+} als reductor te laten reageren.

Br_2 (aq) + 2 e- → 2 Br^- (aq) | x3

Fe (s) → Fe^{3+} (aq) + 3e- (aq) | x2

3 Br_2 (aq) + 6 e- → 6 Br^- (aq)

2 Fe (s) → 2 Fe^{3+} (aq) + 6e- (aq)

3 Br_2 (aq) + 2 Fe (s) → 6 Br^- (aq) + 2 Fe^{3+} (aq)

In tabel 45A kun je vinden dat ijzer(III)bromide een goed oplosbaar zout is.

Opgave 2

a $C_3H_6O_2$ + 4 H^+ + 4 e- → C_3H_8O + H_2O

b C_2H_6O + 5 OH^- → CH_3COO^- + 4 H_2O + 4 e-

Opgave 3

a. O_2 (g) + 4 H^+ (aq) + 4 e- → 2 H_2O (l)

Goud is een edel metaal en is dus zelf niet bij de reactie betrokken. Goud is een erg zwakke reductor. Het speeksel is zuur, dus in de halfreactie kan H^+ worden gebruikt. Om deze reden is de halfreactie: O_2 (g) + 2 H_2O (l) + 4 e- → 4 OH^- (aq) minder aannemelijk.

b. De onedelste metalen zijn de sterkste reductoren, zie tabel 48. Van de metalen tin, zilver en kwik, is tin de sterkste reductor (-0,14 V), terwijl zilver en kwik even sterke reductoren zijn (0,80 V). In amalgaam 1 kan de sterke reductor tin verhinderen dat de minder sterke reductor kwik reageert. In amalgaam 2 kan zilver het reageren van kwik tot kwikionen en daarmee het oplossen van kwik niet tegengaan.

Opgave 4

a. In tabel 44A van binas kun je de oplosbaarheid van zuurstof in water vinden. Bij 293 K is dit $1{,}38 \cdot 10^{-3}$ mol zuurstof per liter.
In de reactievergelijking kun je zien dat 2 mol sulfiet reageert met 1 mol zuurstof.
Er is dus $2 \cdot 1{,}38 \cdot 10^{-3} = 2{,}76 \cdot 10^{-3}$ mol sulfiet nodig en dus ook $2{,}76 \cdot 10^{-3}$ mol Na_2SO_3.
De molaire massa van natriumsulfiet is 126,04 gram per mol (tabel 98).
Er is dus minimaal $126{,}04 \cdot 2{,}76 \cdot 10^{-3} = 0{,}348$ g = 348 mg nodig.
Als je meer dan 348 mg natriumsulfiet per liter ketelwater oplost heb je dus een overmaat.

b. I_2 (aq) is hier de oxidator en SO_3^{2-} de reductor, de halfreacties staan in tabel 48 en leveren opgeteld de volgende reactievergelijking op:

I_2 (aq) + SO_3^{2-}(aq) + H_2O (l) □ 2 I^-(aq) + SO_4^{2-} (aq) + 2 H^+ (aq)

c. I_2 (aq) is hier weer de oxidator, nu is $S_2O_3^{2-}$ (aq) de reductor, zie tabel 48.

I_2 (aq) + 2 $S_2O_3^{2-}$(aq) □ 2 I^-(aq) + $S_4O_6^{2-}$ (aq)

d.

Je voegt een bekende hoeveelheid jood toe, een deel hiervan reageert met sulfiet. De rest van het jood reageert met een bekende hoeveelheid thiosulfaat. Je gaat eerst berekenen hoeveel deze rest is, daarna kun je berekenen hoeveel jood er met sulfiet heeft gereageerd.

Je voegt 10,00 mL • 1,50•10^{-2} mmol/mL = 0,150 mmol I_2 (aq) toe, dit is dus de bekende hoeveelheid jood waarvan een deel reageert met sulfiet en de rest reageert met thiosulfaat.

Voor de titratie is nodig 10,25 mL • 1,16•10^{-2} mmol/mL = 0,1189 mmol $S_2O_3^{2-}$.

Uit de reactievergelijking bij vraag c kun je zien dat 2 mol thiosulfaat reageert met 1 mol jood. Bij de titratie heeft dus 0,1189/2 mmol = 0,0595 mmol I_2 gereageerd. Dit is de rest van het jood, dus het jood dat niet met sulfiet heeft gereageerd.

Met sulfiet heeft dus gereageerd: 0,150 mmol - 0,0595 mmol = 0,0906 mmol I_2.

Volgens de reactievergelijking bij b reageert 1 mol jood met 1 mol sulfiet, er heeft dus 0,0906 mmol sulfiet gereageerd.

In 100,0 mL ketelwater is dus 0,0906 mmol sulfiet en dus ook 0,0906 mmol natriumsulfiet aanwezig. In 1,000 l is dus 0,906 mmol natriumsulfiet aanwezig, dit komt overeen met 0,906•10^{-3}•126,04 = 0,114 g =114 mg.

Opgave 5

a Aanwezige reductoren: Fe en H_2O
aanwezige oxidatoren: H_2O en Ni^{2+}

pos (C)	RED	2 H_2O	□	O_2 + 4 H^+ + 4 e^-
neg (Fe)	OX	Ni^{2+} + 2 e^-	□	Ni

b Tijdens de elektrolyse ontstaan er H^+-ionen (aan de positieve elektrode); hierdoor *daalt* de pH.

c De H^+-ionen migreren net als de Ni^{2+}-ionen naar de negatieve elektrode en reageren daar als oxidator. H^+ is een sterkere oxidator dan Ni^{2+}.

d 60 mg Ni komt overeen met 60 mg / 58,71 mg $mmol^{-1}$ = 1,02 mmol nikkel.
1 mol Ni : 2 mol e-
Hiervoor was de passage van 2,04*10^{-3} mol elektronen nodig. Dit komt overeen met een lading van 2,04*10^{-3} mol * 9,64853*10^4 C mol^{-1} = 197 C. 100 mA=0,100 C/s.
197 C / 0,1000 = 1972 s
Dat komt overeen met 1972/60=33 minuten.

e Bij een positieve elektrode van nikkel treedt dit op als reductor:
Ni □ Ni^{2+} + 2 e^-; er ontstaan dus geen H^+-ionen of OH- ionen en de pH verandert niet.

f Bij het gebruik van een nikkel-electrode treedt er geen waterstof-ontwikkeling op aan het te vernikkelen voorwerp en bovendien blijft de Ni^{2+}-ionen concentratie constant.

Opgave 6

a. 65 mg ZrO_2 $\xrightarrow{A}$ $\frac{65\text{ mg}}{(91{,}22 + 2\times 16{,}00)\text{ g mol}^{-1}}$ = 0,53 mmol ZrO_2

Stel aantal mmol Y_2O_3 = *x*

8,0 mol-% Y_2O_3 wil zeggen: $\frac{x}{0{,}53 + x}$ × 100% = 8,0%

$x = \frac{0{,}080 \times 0{,}53}{(1 - 0{,}080)}$ = 0,046 mmol Y_2O_3 A

0,046 mmol × (2 × 88,91 + 3 × 16,00) g mol^{-1} = 10 mg Y_2O_3

b $CH_4 + H_2O \rightarrow 3\ H_2 + CO$

c De SOFC bevat elektrodes van nikkel, de katalysator van de reformreactie.
De katalysator werkt bij een hoge temperatuur en de reformreactie is endotherm en heeft dus energie nodig.

d $H_2(g) + O^{2-} \rightarrow H_2O(l) + 2\ e^-$

$CO(g) + O^{2-} \rightarrow CO_2(g) + 2\ e^-$

$O_2(g) + 4\ e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$