

TENTAMEN FYSISCHE CHEMIE 1; 26-1-2018

OLYMPUS Hal 3; 13.30 – 16.30

- Vermeld NAAM en STUDENTNUMMER op ieder vel dat u inlevert.
- **Laat duidelijk zien hoe u tot ieder antwoord komt.** Laat bij een berekening zien dat u de eenheden heeft gecontroleerd.
- Boeken, diktaten, aantekeningen en andere hulpmiddelen zijn **niet** toegestaan, alleen pen of potlood en een rekenmachine.
- Als de tijd het toelaat: controleer al uw antwoorden (let op eenheden) – en herschrijf slecht leesbaar knoeiwerk (dat nul punten oplevert)

Achter elke deelopgave staat tussen haakjes het maximaal aantal punten; het totaal is maximaal 100 punten.

Opgave 1

- a) Een volume gas van 0.280 L (bij 1 bar en 273.15 K) weegt 0.400 gram. Bereken de molmassa van het gas. (5)
- b) Bakpoeder (NaHCO_3) levert bij verhitting CO_2 gas. Bereken hoeveel liter CO_2 maximaal geleverd kan worden door 5,0 g bakpoeder bij 180 °C en 1,3 bar. (6)
- c) Een oplossing van glucose in water bevat 1 gewichtsprocent glucose. Bereken de gemiddelde kinetische energie *per mol*, bij 293 K, van zowel glucose als water moleculen. (5)
- d) Bereken de *verhouding* tussen de gemiddelde snelheid van een glucose molecuul en die van een water molecuul, eveneens bij 293 K. (5)

Opgave 2

In een geïsoleerd systeem bevindt zich n mol ideaal gas bij constante temperatuur. Het gas expandeert spontaan tegen een vacuum van beginvolume V_1 naar eindvolume $V_2 = 2V_1$.

- a) Hoe groot is de energie verandering ΔU door de gas expansie? Waarom? (4)
- b) Hoe groot is de geleverde volume arbeid w_{irr} die het gas verricht door de irreversibel expansie? Waarom? (4)
- c) Laat zien –gebruik makend van de ideale gaswet– dat voor een *reversibele* expansie van V_1 naar V_2 de volume arbeid gelijk is aan: $w_{\text{rev}} = -nRT \ln(2)$. Verklaar het teken. (7)

d) Bereken voor de gas expansie de volgende veranderingen *per mol* van het gas: ΔH , ΔS en ΔG ; u mag R en T in het antwoord laten staan. Geef duidelijk aan hoe u aan de antwoorden komt, en geef commentaar op de tekens. (7)

Opgave 3

De Henry constante voor zuurstof in water bij 25 °C is $K_z = 4.4 \times 10^4$ bar .

De totale lucht druk is $p_{\text{tot}} = 1.0$ bar. De molfractie aan zuurstof in de lucht is gelijk aan $x_z = 0.2$.

a) Hoe groot is de partieële druk p_z van het zuurstof in de open lucht? (3)

b) Bereken hoeveel gram zuurstof er oplost in 1 m³ water (dichtheid 1kg/L), in contact met de open lucht. (7)

c) - Wat is de evenwichts dampdruk van een oplossing?

- Hoe luidt de wet van Raoult?

- Welke concentratie maat voor het oplosmiddel komt in die wet voor, en waarom is dat? (6)

d) Is verdamping van vloeistof altijd exotherm of endotherm ? Beredeneer uw antwoord. (5)

Opgave 4

In een brandstofcel wordt waterstof gas geoxideerd tot water. De elektroden bevinden zich in een oplossing van kaliumhydroxide (KOH) in water. De brandstofcel werkt onder standaard condities.

a) Welke reactie vindt plaats aan de kathode, en welke aan de anode?

Wat is de netto cel reactie? (7)

b) De (reversibele) standaard cel spanning blijkt gelijk te zijn aan

$E^0 = +1,23$ V. Bereken de bijbehorende waarde van ΔG^0 . Hoeveel elektrische arbeid kan de cel maximaal produceren onder standaard condities ? (6)

c) Verloopt de celreactie spontaan of niet? Waarom? (3)

d) De enthalpieverandering voor de celreactie is $\Delta H^0 = -286$ kJ/mol.

Hoeveel warmte q produceert de cel bij reversibel stroomlevering? (5)

Opgave 5

Er is altijd maar 1 juiste optie bij de volgende meerkeuzevragen; geef het nummer van de juiste optie *zonder toelichting*. (3 punt per juiste keuze).

- a) Een niet-spontane reactie
- 1) is altijd exotherm
 - 2) heeft een katalysator nodig om te kunnen plaatsvinden
 - 3) is per definitie een langzame reactie
 - 4) kan enkel plaatsvinden door energietoevoer
- b) Een systeem in evenwicht
- 1) kan geen enkele vorm van arbeid leveren
 - 2) is ook altijd in evenwicht met de omgeving
 - 3) doet de totale entropie toenemen
 - 4) reageert niet op een druk verandering
- c) De entropie productie σ in de Clausius ongelijkheid
- 1) is negatief voor een reversibel proces
 - 2) is gelijk aan de reversibele warmte-uitwisseling
 - 3) is nul voor een systeem in evenwicht
 - 4) is positief voor een exotherm proces
- d) Als warmte aan een gesloten systeem wordt toegevoerd dan
- 1) neemt de temperatuur van het systeem altijd toe
 - 2) zal de entropie in de omgeving altijd afnemen
 - 3) blijft de temperatuur van het systeem soms constant
 - 4) moet de Gibbs energie van het systeem toenemen
- e) De evenwichtsvoorwaarde voor de reactie $3\text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O} + \text{NO}_2$ is in termen van de chemisch potentiaal:
- 1) $\mu(\text{N}_2\text{O}) + \mu(\text{NO}_2) = 3 \mu(\text{NO})$
 - 2) $\mu(\text{N}_2\text{O}) - \mu(\text{NO}_2) = 3 \mu(\text{NO})$
 - 3) $\mu(\text{N}_2\text{O}) + \mu(\text{NO}_2) + 3 \mu(\text{NO}) = 0$
 - 4) $\mu(\text{N}_2\text{O}) - \mu(\text{NO}_2) - 3 \mu(\text{NO}) = 0$

Gegevens

Als in een opgave een gas voorkomt, mag u aan aannemen dat het zich ideaal gedraagt

Mol massa's

	M/g mol ⁻¹
NaHCO ₃	84
H ₂ O	18
O ₂	32
Glucose	180

$$N_{AV} = 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} ; R = 8,31 \text{ J/mol.K} ; 0,00 \text{ }^{\circ}\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

$$\text{J} = \text{Nm} ; \text{m}^3 = 10^3 \text{ L} ; \text{J} = \text{Nm} ; \text{Pa} = \text{N m}^{-2} ; \text{N} = \text{kg m sec}^{-2} ; 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$$

Het kwadraat van de gemiddelde moleculaire snelheid is:

$$\langle u \rangle^2 = \frac{8kT}{\pi m}$$

Wet van Henry voor moleculen A: $p_A = K_A x_A$.

Gibbs energie verandering voor een een galvanische cel onder standaard condities: $\Delta G^0 = -nF\Delta E^0$; $F = 96500 \text{ C mol}^{-1}$