**Wählen Sie aus und kreuzen Sie an (wenn nicht anders angegeben).**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **System und Umgebung**Ergänzen Sie die Tabelle.Welche Formulierungen des Energieerhaltungssatzes sind korrekt?  |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **System** | Stoffaustausch mit der Umgebung | Energieaustausch mit der Umgebung |
| … | ja | … |
| geschlossen | … | … |
| … | … | nein |

[ ]  Die Gesamtenergie von System und Umgebung bleibt immer konstant.[ ]  Die innere Energie in einem isolierten System bleibt immer konstant.[ ]  In einem offenen oder geschlossenen System entspricht die Änderung der inneren Energie der mit der Umgebung ausgetauschten Energie. |
| **Kalorimetrie – experimentelle Bestimmung von Reaktionswärmen**Berechnen Sie mit den Angaben rechts1. die Reaktionswärme Q (in kJ)
2. den massebezogenen Brennwert *HS* von Ethanol in MJ/kg
3. die molare Standardverbrennungs-enthalpie *ΔcHm* (C2H5OH) in kJ/mol.
 | In einem Kalorimeter werden 0,331 g Ethanol vollständig zu Kohlenstoffdioxid und Wasser verbrannt. Das Wasser kondensiert im Reaktionsgefäß. Eine vorher eingewogene Wasserportion von 398 g um das Reaktionsgefäß herum wird dabei von 19,5°C auf 25,4°C erwärmt.E:\Seminar\Chemiedidaktik_Gym_Sem_HN_Wiese2011\P_Zeichenprogramme\FormeleditorPaint\Strukturformel_Bibliothek\Kalorimeter.bmp(spezifische Wärmekapazität von Wasser: *cw*= 4,19 J ⋅ g-1 ⋅ K-1)*Q = …………………………..**HS = …………………………..**ΔCHm = ……………………….* |
| **Heizwert und Brennwert**Welche Aussagen sind korrekt? | [ ]  Heizwerte und Brennwerte von Brennstoffen beschreiben die nutzbare Wärmemenge massen- bzw. volumenbezogen (in MJ/kg oder MJ/m3).[ ]  Beim Heizwert betrachtet man die Verbrennung zu Wasserdampf, der Brennwert bezieht sich auf kondensiertes Wasser.[ ]  Der Heizwert ist höher als der Brennwert, weil die  Kondensationswärme aufgebracht werden muss.[ ]  Der Brennwert ist immer höher als der Heizwert, sofern der Brennstoff gebundenen Wasserstoff enthält. |
| **Standardreaktionsenthalpien *ΔrH0***Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung von Ethanol zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.Berechnen Sie die molare Standard-bildungsenthalpie von Ethanol. | Molare Standardbildungsenthalpien:*ΔfHm*(CO2) = -394 kJ/mol *ΔfHm*(H2O liquid) = -286 kJ/mol Molare Standardverbrennungsenthalpie *ΔcHm* (C2H5OH) siehe oben ……………………………………………………………………………………………………………………………………………………………… |
| **Reaktionsentropie *ΔrS* und freie Reaktionsenthalpie *ΔrG***Gibbs-Helmholtz-Gleichung:Bei *p* = konst. und *T* = konst. gilt:***ΔrG = -T ⋅ ΔS(Gesamt) = ΔrH – T ⋅ Δr S(System)***Welche Aussagen sind korrekt? | ***[ ]*** Die Entropie S ist ein Maß für die Wahrscheinlichkeit eines Zustands.***[ ]***  Entropieerhöhung ist das Kriterium für die Spontaneität einer Reaktion.[ ]  Die Entropie steigt, wenn auf Produktseite mehr Teilchen im gasförmigen Zustand sind als auf Eduktseite.***[ ]***  Per Definition ist die Entropie elementarer Stoffe gleich 0 J·mol-1 ·K-1.***[ ]*** Wenn Gase entstehen, sinkt die Entropie.***[ ]*** Die Reaktionsenthalpie *ΔrH* hat keine Auswirkungen auf die Entropie.***[ ]*** Die Reaktionsenthalpie beeinflusst die Entropie der Umgebung.***[ ]*** Eine Reaktion verläuft spontan, wenn gilt *ΔrG* = **-** n kJ. |
| **Spontane oder erzwungene Reaktion?**Ergänzen Sie die Tabelle.**A)** immer spontan (exergonisch)**B)** immer erzwungen (endergonisch)**C)** nur bei niedrigen Temperaturen spontan**D)** nur bei hohen Temperaturen spontan |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Reaktionsenthalpie negativ (exotherm) | Reaktionsenthalpie positiv (endotherm) |
| Entropie des Systems wird größer | … | … |
| Entropie des Systems wird kleiner | … | … |

 |
| **System und Umgebung**Ergänzen Sie die Tabelle.Welche Formulierungen des Energieerhaltungssatzes sind korrekt?  |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **System** | Stoffaustausch mit der Umgebung | Energieaustausch mit der Umgebung |
| offen | ja | ja |
| geschlossen | nein | ja |
| isoliert | nein | nein |

[x]  Die Gesamtenergie von System und Umgebung bleibt immer konstant.[x]  Die innere Energie in einem isolierten System bleibt immer konstant.[x]  In einem offenen oder geschlossenen System entspricht die Änderung der inneren Energie der mit der Umgebung ausgetauschten Energie. |
| **Kalorimetrie – experimentelle Bestimmung von Reaktionswärmen**Berechnen Sie mit den Angaben rechts1. die Reaktionswärme Q (in kJ)
2. den massebezogenen Brennwert *HS* von Ethanol in MJ/kg
3. die molare Standardverbrennungs-enthalpie *ΔcHm* (C2H5OH) in kJ/mol.
 | In einem Kalorimeter werden 0,331 g Ethanol vollständig zu Kohlenstoffdioxid und Wasser verbrannt. Das Wasser kondensiert im Reaktionsgefäß. Eine vorher eingewogene Wasserportion von 398 g um das Reaktionsgefäß herum wird dabei von 19,5°C auf 25,4°C erwärmt.E:\Seminar\Chemiedidaktik_Gym_Sem_HN_Wiese2011\P_Zeichenprogramme\FormeleditorPaint\Strukturformel_Bibliothek\Kalorimeter.bmp(spezifische Wärmekapazität von Wasser: *cw*= 4,19 J ⋅ g-1 ⋅ K-1)*Q =* 4,19 J ⋅ g-1 ⋅ K-1 ⋅ 398 g ⋅ 5,9 K = 9840 J = 9,84 kJ*HS =* 9,84 kJ / 0,331 g = 29,7 kJ/g= 29,7 MJ/kg*ΔCHm =* - (29,7 kJ/g ⋅ 46 g/mol) = - 1367 kJ/mol  |
| **Heizwert und Brennwert**Welche Aussagen sind korrekt? | [x]  Heizwerte und Brennwerte von Brennstoffen beschreiben die nutzbare Wärmemenge massen- bzw. volumenbezogen (in MJ/kg oder MJ/m3).[x]  Beim Heizwert betrachtet man die Verbrennung zu Wasserdampf, der Brennwert bezieht sich auf kondensiertes Wasser.[ ]  Der Heizwert ist höher als der Brennwert, weil die  Kondensationswärme aufgebracht werden muss.[x]  Der Brennwert ist immer höher als der Heizwert, sofern der Brennstoff gebundenen Wasserstoff enthält. |
| **Standardreaktionsenthalpien *ΔrH0***Formulieren Sie die Reaktionsgleichung für die vollständige Verbrennung von Ethanol zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.Berechnen Sie die molare Standard-bildungsenthalpie von Ethanol. | Molare Standardbildungsenthalpien:*ΔfHm*(CO2) = -394 kJ/mol *ΔfHm*(H2O liquid) = -286 kJ/mol Molare Standardverbrennungsenthalpie *ΔcHm* (C2H5OH) siehe oben C2H5OH + 3 O2 → 2 CO2 (g) + 3 H2O (l)*ΔfHm* (C2H5OH)= [2 mol ⋅(- 394 kJ/mol) + 3 mol ⋅(- 286 kJ/mol) – (-1367 kJ)] : 1 mol*ΔfHm*(C2H5OH)= - 279 kJ/mol |
| **Reaktionsentropie *ΔrS* und freie Reaktionsenthalpie *ΔrG***Gibbs-Helmholtz-Gleichung:Bei *p* = konst. und *T* = konst. gilt:***ΔrG = -T ⋅ ΔS(Gesamt) = ΔrH – T ⋅ Δr S(System)***Welche Aussagen sind korrekt? | ***[x]*** Die Entropie S ist ein Maß für die Wahrscheinlichkeit eines Zustands.***[x]***  Entropieerhöhung ist das Kriterium für die Spontaneität einer Reaktion.[x]  Die Entropie steigt, wenn auf Produktseite mehr Teilchen im gasförmigen Zustand sind als auf Eduktseite.***[ ]***  Per Definition ist die Entropie elementarer Stoffe gleich 0 J·mol-1 ·K-1.***[ ]*** Wenn Gase entstehen, sinkt die Entropie.***[ ]*** Die Reaktionsenthalpie *ΔrH* hat keine Auswirkungen auf die Entropie.***[x]*** Die Reaktionsenthalpie beeinflusst die Entropie der Umgebung.***[x]*** Eine Reaktion verläuft spontan, wenn gilt *ΔrG* = **-** n kJ. |
| **Spontane oder erzwungene Reaktion?**Ergänzen Sie die Tabelle.**A)** immer spontan (exergonisch)**B)** immer erzwungen (endergonisch)**C)** nur bei niedrigen Temperaturen spontan**D)** nur bei hohen Temperaturen spontan |

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Reaktionsenthalpie negativ (exotherm) | Reaktionsenthalpie positiv (endotherm) |
| Entropie des Systems wird größer | A | D |
| Entropie des Systems wird kleiner | C | B |

 |