Musterlösungen zur AAC1-Klausur vom 14.2.2019

1a)

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Mit: n = 2 mol R = 8,314 $JK^{-1}mol^{-1}$ T = 293,16 K V = 0,001 m^3

Ergibt sich als Lösung p = $4{,}875 \cdot 10^6$ Pa

Um den Druck in seiner Standardeinheit Pascal zu erhalten, mussten Temperatur (20°C) und Volumen (1 Liter) in die Standardeinheiten in *Kelvin* bzw. *Kubikmeter* umgerechnet werden.

Häufigster Fehler war das Einsetzen des Volumens in *Litern*.

1b)

Der Druck ist der Temperatur proportional;

das heißt, dass wenn der Druck verdoppelt werden soll, man dazu die Temperatur ebenfalls verdoppeln muss:

Lösung: **T = 2 · 293,16 K = 586,32 K (= 313,16 °C)**

Natürlich kann man auch den doppelten Druck aus Aufgabe 1a (p = $9{,}75 \cdot 10^6$ Pa) in die Gasgleichung einsetzen und diese dann nach T auflösen.

2)

a) Beta-Zerfall: Abgabe eines Elektrons aus dem Kern; hierbei wandelt sich ein Neutron in ein Proton um und die Kernladungszahl erhöht sich um eine Einheit, während die Massenzahl unverändert bleibt:

$$^{M}_{N}El \rightarrow {}_{N+1}^{M}El' + {}_{-1}^{0}e^{-}$$

Lösung: $^{49}_{19}K \rightarrow {}^{49}_{20}Ca + {}_{-1}^{0}e^{-}$

b) Die Restmenge N_t eines radioaktiven Stoffes nach einer verstrichenen Zeit t ergibt sich aus:

$$N_t = N_0 \cdot 0{,}5^{\frac{t}{\tau_{1/2}}}$$

Mit N_0 = Ausgangsstoffmenge und $\tau_{1/2}$ = Halbwertszeit

t und $\tau_{1/2}$ müssen in der gleichen Einheit angegeben werden, also beide in Sekunden oder Minuten oder Tagen usw.

Mit $\boldsymbol{N_0}$ **= 1 Kg = 1000 g**, $\boldsymbol{\tau_{1/2}}$ **= 1,26 s** und $\boldsymbol{t}$ **= 2 min = 120 s**

Ergibt sich die Lösung:

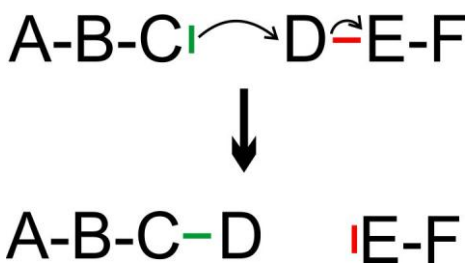
$$\boldsymbol{N_t = 1000\ g \cdot (1/2)^{\frac{120\ s}{1{,}26\ s}}} \qquad \boldsymbol{= 2{,}14 \cdot 10^{-26}\ g}$$

3) Da die Elektronegativität in der Regel in jeder Periode von links nach rechts ansteigt und in jeder Gruppe von oben nach unten abfällt, ergeben sich folgende Lösungen:

a) Br **b) N** **c) Cl**

4) Bei Lewis-Säure-Base-Reaktionen greift die Lewis-Base mit einem (freien) Elektronenpaar in ein leeres Valenzorbital der der Lewis-Säure. Das ist in der Regel ein antibindendes Orbital.

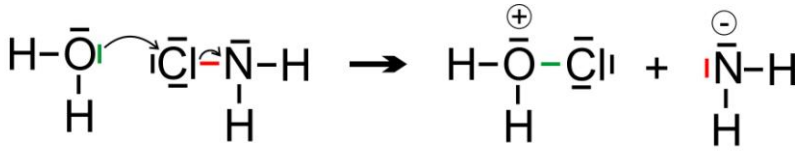
Hierbei entsteht eine neue Bindung zwischen dem angreifenden Atom der Base und einem Atom der Säure. Die Bindung in der Säure, an der dieses Atom beteiligt war, bricht dabei auf und der verbleibende Rest übernimmt das freiwerdende Elektronenpaar.



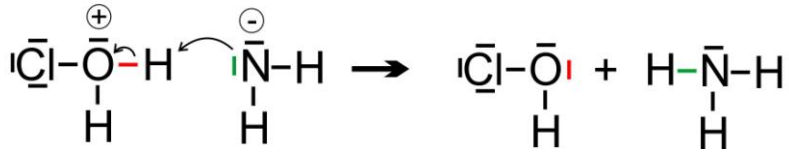
Lösungen

a)

I)

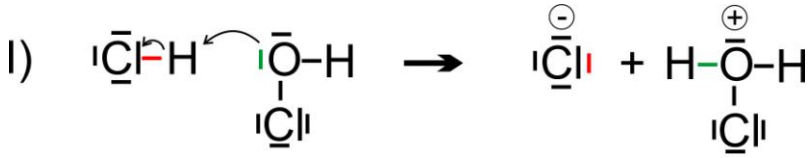


II)

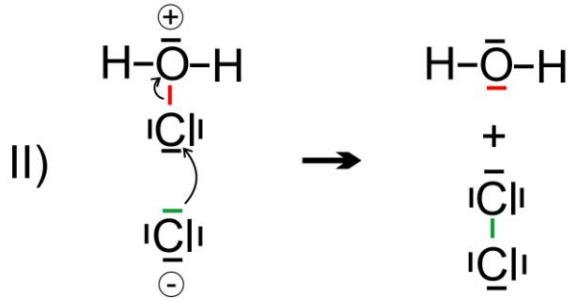


b)

I)



II)



Es gibt auch andere plausible Wege!

5) Suchen Sie zuerst die Atomsorten, die oxidiert bzw. reduziert werden.

Die Reduktion erkennen Sie an der Erniedrigung, die Oxidation an der Erhöhung der Oxidationszahlen.

Stellen Sie dann die Reduktions- und Oxidationsgleichung separat auf. Atome in den Edukten und Produkten, die nicht oxidiert oder reduziert werden, müssen auf der linken und rechten Seite die gleiche Oxidationszahl haben. In den meisten Fällen sind das Wasserstoffatome mit der Oxidationszahl: +1 (H^+) und Sauerstoffatome mit der Oxidationszahl: -2 (O^{2-}), es können aber auch andere Atomsorten wie Al^{3+} (Aufgabe 5f) auftreten.

Gleichen Sie schließlich die Elektronenbilanz von Oxidations- und Reduktionsprozess aus.

Ganz wichtig: Bei jeder dieser Teilreaktion müssen Sie die Stoffbilanz und Ladungsbilanz kontrollieren: Auf der linken Seite **müssen** sich die gleiche Anzahl gleicher Atome befinden wie auf der rechten, *und* die Gesamtladung der linken Seite **muss** der Gesamtladung der rechten Seite entsprechen.

Das Lösungsmittel und alle darin befindlichen Ionen können mitreagieren. Dabei können Sie als H^+- oder O^{2-}Lieferant dienen oder aber - falls diese Ionen bei den Redoxprozessen entstehen - mit diesen reagieren.

Hierbei muss beachtet werden, dass man nur Reagenzien aus dem Lösungsmittel verwenden kann, wenn diese auch in ausreichender Menge vorhanden sind. In wässriger Lösung sind derartige Reagenzien:

saure Lösung: H_2O und H_3O^+

basische Lösung: H_2O und OH^-

neutrale Lösung: nur H_2O

Es reagiert immer die stärkste Säure bevorzugt als Säure und die stärkste Base bevorzugt als Base.

Also:

Als Säure reagieren

in saurer Lösung: H_3O^+

in basischer und neutraler Lösung: H_2O

und als Base reagieren

in basischer Lösung: OH^-

in saurer und neutraler Lösung: H_2O

Es gibt auch andere Lösungswege; Hauptsache ist, dass bei der Summengleichung *Stoff*- und *Ladungsbilanz* stimmen und dass keine weiteren Reagenzien verwendet werden, die im Lösungsmittel nicht in nennenswerter Menge vorkommen.

a)

in saurer Lösung: $Cr_2O_7^{2-} + P_4 \rightarrow Cr^{3+} + P_2O_7^{4-}$

(1) Reduktion Cr (+6 nach +3): $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ O^{2-}$ | x 10

(2) Oxidation P (0 nach +5): $P_4 + 14\ O^{2-} \rightarrow 2\ P_2O_7^{4-} + 20\ e^-$ | x 3

Summe (1)+(2):

$10\ Cr_2O_7^{2-} + 3P_4 + 42\ O^{2-} + 60\ e^- \rightarrow 20\ Cr^{3+} + 70\ O^{2-} + 6\ P_2O_7^{4-} + 60\ e^-$

---

(1)+(2) gekürzt:

$10\ Cr_2O_7^{2-} + 3P_4 \rightarrow 20\ Cr^{3+} + 28\ O^{2-} + 6\ P_2O_7^{4-}$

In saurer Lösung werden die entstehenden O^{2-}-Ionen mit H_3O^+-Ionen reagieren:

$28\ O^{2-} + 56\ H_3O^+ \rightarrow + 84\ H_2O$

Gesamtreaktion (1) + (2) + (3):

$10\ Cr_2O_7^{2-} + 3P_4 + 56\ H_3O^+ \rightarrow 20\ Cr^{3+} + 6\ P_2O_7^{4-} + 84\ H_2O$

b)

in basischer Lösung: $H_2O_2 + H_2S \rightarrow SO_3^{2-}$

(1) Reduktion: O (-1 nach -2): $H_2O_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,OH^-$ | x 3

(2) Oxidation: S (-2 nach +4) $H_2S + 3\,O^{2-} \rightarrow SO_3^{2-} + 2\,H^+ + 6\,e^-$

Summe (1)+(2): (Anzahl ausgetauschter Elektronen 6)

$3\,H_2O_2 + H_2S + 3\,O^{2-} + 6\,e^- \rightarrow 6\,OH^- + SO_3^{2-} + 2\,H^+ + 6\,e^-$

---

(3): Produktion der (links) benötigten O^{2-} aus OH^- (basische Lösung)

$6\,OH^- \rightarrow 3\,O^{2-} + 3\,H_2O$

Summe (1) + (2) + (3):

$3\,H_2O_2 + H_2S + 3\,O^{2-} + 6\,OH^- \rightarrow 6\,OH^- + SO_3^{2-} + 2\,H^+ + 3\,O^{2-} + 3\,H_2O$

---

(1) + (2) + (3) gekürzt:

$3\,H_2O_2 + H_2S \rightarrow SO_3^{2-} + 2\,H^+ + 3\,H_2O$

---

(4) In basischer Lösung werden die entstehenden H^+-Ionen mit OH^-Ionen der Lösung reagieren:

$2\,H^+ + 2\,OH^- \rightarrow 2\,H_2O$

---

(1) + (2) + (3) +(4):

$3\,H_2O_2 + H_2S + 2\,H^+ + 2OH^- \rightarrow SO_3^{2-} + 2\,H^+ + 5\,H_2O$

Gesamtreaktion (1) + (2) + (3) +(4) gekürzt:

$3\,H_2O_2 + H_2S + 2OH^- \rightarrow SO_3^{2-} + 5\,H_2O$

c)

in neutraler Lösung: $SO_2 + HN_3 \rightarrow HS^- + N_2$

(1) Reduktion: S (+4 nach -2): $SO_2 + H^+ + 6\,e^- \rightarrow HS^- + 2\,O^{2-}$

(2) Oxidation: N (-1/3 nach 0) $2\,HN_3 \rightarrow 3\,N_2 + 2\,H^+ + 2\,e^-$ | x 3

Summe (1)+(2):

$SO_2 + 6\,HN_3 + H^+ + 6\,e^- \rightarrow HS^- + 2\,O^{2-} + 9\,N_2 + 6\,H^+ + 6\,e^-$

---

(1) + (2) gekürzt:

$SO_2 + 6\,HN_3 \rightarrow HS^- + 2\,O^{2-} + 9\,N_2 + 5\,H^+$

---

(3) Oxid-Ionen und der Überschuss Protonen reagieren zu Wasser und Hydronium-Ionen

$2\,O^{2-} + 5\,H^+ \rightarrow H_2O + H_3O^+$

---

(1) + (2) + (3)

$SO_2 + 6\,HN_3 + 2\,O^{2-} + 5\,H^+ \rightarrow HS^- + 9\,N_2 + 2\,O^{2-} + 9\,N_2 + 5\,H^+ + H_2O + H_3O^+$

Gesamtreaktion (1) + (2) + (3) gekürzt:

$SO_2 + 6\,HN_3 \rightarrow HS^- + 9\,N_2 + H_2O + H_3O^+$

d)

in saurer Lösung: $V^{3+} + MnO_4^-$ → $VO_2^+ + Mn^{2+}$

(1) Reduktion Mn (+7 nach +2): $MnO_4^- + 5\ e^-$ → $Mn^{2+} + 4\ O^{2-}$ | x 2

(2) Oxidation P (+3 nach +5): $V^{3+} + 2\ O^{2-}$ → $VO_2^+ + 2\ e^-$ | x 5

Summe (1)+(2):

$5\ V^{3+} + 10\ O^{2-} + 2\ MnO_4^- + 10\ e^-$ → $5\ VO_2^+ + 2\ Mn^{2+} + 8\ O^{2-} + 10\ e^-$

---

(1)+(2) gekürzt:

$5\ V^{3+} + 2\ O^{2-} + 2\ MnO_4^-$ → $VO_2^+ + Mn^{2+}$

---

(3) In saurer Lösung werden die benötigten O^{2-}-Ionen aus H_2O gebildet :

$6\ H_2O$ → $4\ H_3O^+ + 2\ O^{2-}$

---

(1) + (2) + (3):

$5\ V^{3+} + 2\ O^{2-} + 2\ MnO_4^- + 6\ H_2O$ → $5\ VO_2^+ + 2\ Mn^{2+} + 4\ H_3O^+ + 2\ O^{2-}$

Gesamtreaktion (1) + (2) + (3) gekürzt:

$5\ V^{3+} + 2\ MnO_4^- + 6\ H_2O$ → $5\ VO_2^+ + 2\ Mn^{2+} + 4\ H_3O^+$

e)

in basischer Lösung: $Al_2S_3 + Cl_2 \rightarrow [Al(OH)_4]^- + Cl^- + SO_4^{2-}$

(1) Reduktion Cl (0 nach -1): $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$ | x 12

(2) Oxidation S (-2 nach +6): $Al_2S_3 + 12\ O^{2-} + 8\ OH^- \rightarrow 3\ SO_4^{2-} + 2\ [Al(OH)_4]^- + 24\ e^-$

Summe (1)+(2):

$12\ Cl_2 + Al_2S_3 + 12\ O^{2-} + 8\ OH^- + 24\ e^- \rightarrow 24\ Cl^- + 3\ SO_4^{2-} + 2\ [Al(OH)_4]^- + 24\ e^-$

---

(1)+(2) gekürzt:

$12\ Cl_2 + Al_2S_3 + 12\ O^{2-} + 8\ OH^- \rightarrow 24\ Cl^- + 3\ SO_4^{2-} + 2\ [Al(OH)_4]^-$

---

(3) In basischer Lösung werden die benötigten O^{2-}-Ionen aus OH^- gebildet :

$24\ OH^- \rightarrow 12\ O^{2-} + 12\ H_2O$

---

(1) + (2) + (3):

$12\ Cl_2 + Al_2S_3 + 12\ O^{2-} + 32\ OH^- \rightarrow 24\ Cl^- + 3\ SO_4^{2-} + 2\ [Al(OH)_4]^- + 12\ O^{2-} + 12\ H_2O$

Gesamtreaktion (1) + (2) + (3) gekürzt:

$12\ Cl_2 + Al_2S_3 + 32\ OH^- \rightarrow 24\ Cl^- + 3\ SO_4^{2-} + 2\ [Al(OH)_4]^- + 12\ H_2O$

6)

$5\ V^{3+} + 2\ MnO_4^- + 6\ H_2O \qquad 5\ VO_2^+ + 2\ Mn^{2+} + 4\ H_3O^+$

Anzahl der übertragenen Elektronen: z = 10

Nernst-Gleichung:

$$\Delta E = \Delta E_0 + \frac{0{,}059}{z} \cdot log \frac{[Edukte]}{[Produkte]}$$

$$\boldsymbol{\Delta E = \Delta E_0 + \frac{0{,}059}{10} \cdot log \frac{[V^{3+}]^5 \cdot [MnO_4^-]^2}{[VO_2^+]^5 [Mn^{2+}]^2 [H_3O^+]^4}}$$

Mit

ΔE = E(Reduktion) – E(Oxidation)

$[V^{3+}] = 0{,}05\ moll^{-1}$

$[MnO_4^-] = 0{,}03\ moll^{-1}$

$[VO_2^+] = 10^{-5}\ moll^{-1}$

$[Mn^{2+}] = 10^{-5}\ moll^{-1}$

$[H_3O^+] = 10^{-5}\ moll^{-1}$ (pH=5)

Ergibt sich:

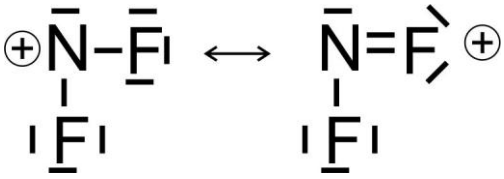
$$\boldsymbol{\Delta E = +1{,}51 - (+0{,}34) + \frac{0{,}059}{10} \cdot log \frac{[0{,}05]^5 \cdot [0{,}03^-]^2}{[10^{-5}]^5 [10^{-5}]^2 [10^{-5}]^4}}$$

$$\boldsymbol{\Delta E = +1{,}17 + 0{,}0059 \cdot log \frac{2{,}8 \cdot 10^{-10}}{10^{-55}}}$$

ΔE = +1,438

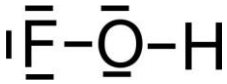
7) Für führende Grenzstrukturen sollte die Oktettregel möglichst erfüllt werden; beim Vorliegen polarer Bindungen, besitzen auch Grenzstrukturen, bei denen das elektropositive Atome das Oktett unterschreitet, das elektronegative Atom dafür eine negative Formalladung trägt, ein hohes Gewicht (siehe beispielsweise (7a), insbesondere dann, wenn bei allen Oktettstrukturen eine positive Formallladung auf das elektronegativere Atom fällt (siehe beispielsweise (7a)).

a) 1·N + 2·F – 1Elektron: (5 + 2·7 – 1) = 18 Valenzelektronen = 9 Paare



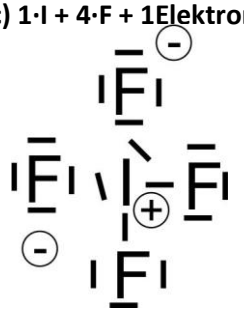
Ox-Zahlen: N: +3; F: -1

b) 1·F + 1·O +1· H: (7 + 6 + 1) = 14 Valenzelektronen = 7 Paare



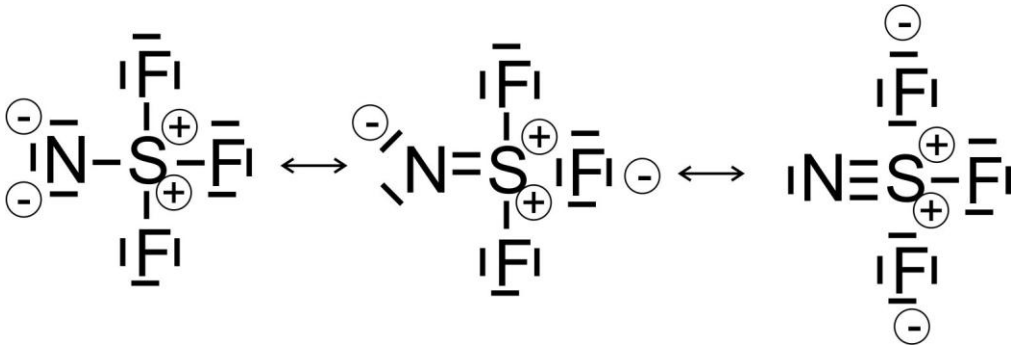
Ox-Zahlen: F: -1; O: 0; H: +1

c) 1·I + 4·F + 1Elektron =(7 + 4·7 + 1) = 36 Valenzelektronen = 18 Paare



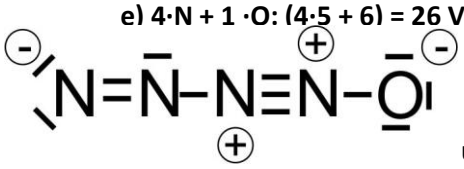
Ox-Zahlen: I: +3; F: -1

d) 1·N + 1·S +3· F: (5 + 6 + 3·7) = 32 Valenzelektronen = 16 Paare



Ox-Zahlen: N: -3; S: +6; F: -1

e) 4·N + 1 ·O: (4·5 + 6) = 26 Valenzelektronen = 13 Paare



Ox-Zahlen: O: -2; N: +1/2 (Mittelwert)

und viele weitere Grenzstrukturen mit erfüllter Oktettregel

8) Bei Verbindungen, die no-Bond-Grenzstrukturen beinhalten, kann man zur Ermittlung der Elektronendomänen alle Elektronenpaare, die in einigen führenden Grenzstrukturen bindenden Charakter und in anderen Grenzstrukturen no-bond-Charakter besitzen über gestrichelte Verbindungslinien darstellen.

a)

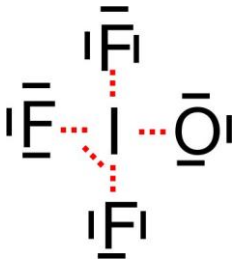
I) IOF_3

7 + 6 + 3·7 VE = 34 VE = 17 Paare

5 Domänen um das Iod-Atom, darunter 1 freies e-Paar:

Pseudo-Struktur: Ψ^1-trigonale Bipyramide

Struktur: Wippe (bisphenoidal)



b) 2 Fluoratome axial sowie 1 Fluoratom, 1 Sauerstoffatom und das e-Paar in Äquatorebene

O nimmt mehr Platz ein als F, da Fluor elektronegativer ist und das Bindungselektron näher zu sich hinzieht.

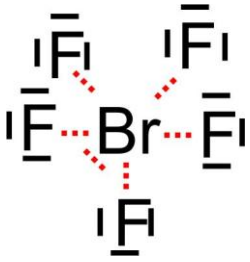
II) BrF_5

6·7 = 42 VE = 21 Paare

6 Domänen, darunter 1 freies e-Paar

Pseudo-Struktur: Ψ^1-Oktaeder (Ψ^1-tetragonale Bipyramide)

Struktur: tetragonale Pyramide

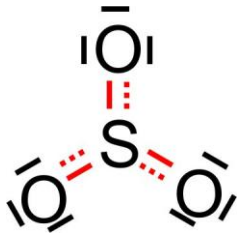


III) SO_3

4·6 = 24 VE = 12 Paare

3 Domänen (3·σ- + 1·π-Bindung in 3 äquivalenten Grenzstrukturen)

Pseudo-Struktur = Struktur: gleichseitiges Dreieck



IV) BrF_2^-

3·7 + 1 = 22 VE = 11 Paare

5 Domänen, darunter 3 freie e-Paare

Pseudo-Struktur: Ψ^3-trigonale Bipyramide

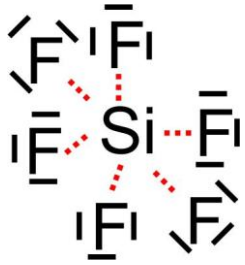
Struktur: linear

V) SiF_6^{2-}

4 + 6·7 + 2 = 48 VE = 24 Paare

6 Domänen

Pseudo-Struktur und Struktur: Oktaeder (tetragonale Bipyramide)



9)

a) **falsch** : Anzahl der Knoten: Hauptquantenzahl -1

b) **richtig**

c) **falsch** : Ein π-Orbital besitzt genau eine Knotenfläche, die die Kernverbindungslinie einschließt.

d) **richtig** : Notwendige Voraussetzung für eine π-Bindung besteht darin, dass beide Stammorbitale *mindestens eine* Knotenfläche besitzen, die durch den jeweiligen Atomkern geht. Ein p-Orbital besitzt eine, ein d-Orbital zwei derartige Knotenflächen.

e) **falsch** : Entartungsgrad ist 2 l +1 (l = Nebenquantenzahl); für l = 3 ergibt sich somit 7.

f) **richtig** : Beim Wasserstoffatom hängt der Energieinhalt der Orbitale nur von der Hauptquantenzahl ab; 3p- und 3d-Orbitale sind also für Wasserstoffatome energiegleich.

g) **richtig** : Die Bildung aller Kationen aus neutralen Atomen ist endotherm. (Siehe auch Frage i)

h) **falsch** : Die Bildung aller zweifach oder höher negativ geladener Atome aus neutralen Atomen ist endotherm.

i) **richtig** : siehe Frage (g)

j) **richtig** : im Anion $H_2PO_4^-$ ist die negative Ladung besser stabilisiert (delokalisiert).

k) **richtig** : im Anion $H_2PO_4^-$ ist die negative Ladung weniger gut stabilisiert (delokalisiert) als in ClO_4^-.

10)

Bei diesen Aufgaben können die Definitionsgleichungen der Säure- oder Basenkonstanten benutzt werden, um Ausgangs- und Gleichgewichtskonzentrationen zu bestimmen.

a) Die Molarität von Säure- und Base-Lösungen bezeichnet die Ausgangskonzentration einer Lösung, also die Stoffmenge, die ursprünglich je Liter Lösung eingesetzt wurde.

Man muss also die K_s-Gleichung von HF nach der Ausgangskonzentration $c_0(HF)$ auflösen:

$$K_s = \frac{[H_3O^+][F^-]}{[HF]}$$

Mit

$K_s = 10^{-3,16} = 6,918 \cdot 10^{-4}$

$[H_3O]^+ = [F^-] = 10^{-4}$ (pH = 4)

$[HF] = c_0(HF) - [H_3O^+]$

ergibt sich:

$$K_s = \frac{[H_3O^+]^2}{c_0(HF) - [H_3O^+]}$$

$$K_s \cdot (c_0(HF) - [H_3O^+]) = [H_3O^+]^2$$

$$K_s \cdot c_0(HF) = [H_3O^+]^2 + K_s \cdot [H_3O^+]$$

$$c_0(HF) = \frac{([H_3O^+]^2 + K_s \cdot [H_3O^+])}{K_s}$$

$$c_0(HF) = \frac{([10^{-4}]^2 + 10^{-4} \cdot 6,918 \cdot 10^{-4})}{6,918 \cdot 10^{-4}}$$

$c_0(HF) = 1,14 \cdot 10^{-4}$ moll^{-1}

b)

Bei einer starken Base entspricht die Stoffmenge der erzeugten OH^--Ionen der Stoffmenge der eingesetzten Base:

$n(OH^-) = n\,(KOH) = 0{,}04$ mol

Die Konzentration ist die Stoffmenge je Volumen (V) Lösung

$c(OH^-) = 0{,}04$ mol / 0,085 l = 0,471

$p(OH) = -\log(0{,}471) = 0{,}327$

$pH = 14 - pOH = 13{,}673$

c)

Gibt man 200 ml Säure (HA) und 150 ml Base (A^-) zusammen, so erhält man 350 ml der Mischung. (V = 0,35 l)

Diese enthält die ursprüngliche Stoffmenge der Säure: $n(HA) = 0{,}2\text{ l} \cdot 0{,}25\text{ moll}^{-1} = 0{,}05$ mol ,

sowie die ursprüngliche Stoffmenge der Base: $n(A^-) = 0{,}15\text{ l} \cdot 0{,}3\text{ moll}^{-1} = 0{,}045$ mol

Die entsprechenden Konzentrationen ergeben sich zu:

$[HA] = n(HA)/V = 0{,}05/0{,}35\text{ moll}^{-1} = 0{,}143\text{ moll}^{-1}$ und $[A^-] = n(A^-)/V = 0{,}045/0{,}35\text{ moll}^{-1} = 0{,}129$

mit

$$K_B = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]}$$

$$[OH^-] = K_B \cdot \frac{[A^-]}{[HA]}$$

Ergibt sich:

$[OH^-] = 10^{-7} \cdot \frac{0{,}129}{0{,}143} = 8{,}99 \cdot 10^{-8}$ **pOH = log(8,99·10^{-8}) = 7,05**

d) Gibt man 0,01 mol einer starken Base hinzu, reagiert diese Stoffmenge mit der entsprechenden Menge der schwachen Säure zu der gleichen Stoffmenge an schwacher Base. Damit erniedrigt sich die Stoffmenge der schwachen Säure HA auf (0,05mol - 0,01mol =) 0,04 mol, und die Stoffmenge der schwachen Base erhöht sich auf (0,045 mol + 0,01 mol =) 0,055 mol. Die Konzentrationen verändern sich dementsprechend auf $[HA] = 0{,}04/0{,}35\text{ moll}^{-1} = 0{,}114\text{ moll}^{-1}$ bzw. $[A^-] = 0{,}055/0{,}35\text{ moll}^{-1} = 0{,}157\text{ moll}^{-1}$.

Es ergibt sich:

$[OH^-] = 10^{-7} \cdot \frac{0{,}157}{0{,}114} = 1{,}38 \cdot 10^{-7}$ **pOH = log(1,38·10^{-7}) = 6,86**

11)

Die Bildungsenergie ist die Energie, die frei wird, wenn 1 Mol einer Verbindung aus den Elementen im Standardzustand synthetisiert wir.

Sie kann nach dem Born-Haber-Kreisprozess als Summe aus den Energieumsätzen folgender Reaktionen abgeschätzt werden:

1) $Rb_{fest} \rightarrow Rb_{gasf.}$	|	+81 KJ/mol
2) $Rb_{gasf.} \rightarrow Rb^+$	|	+403 KJ/mol
3) ½ $Br_2 \rightarrow Br$	| ½ · 193 kJ/mol =	+96,5 KJ/mol
4) $Br + e^- \rightarrow Br^-$	| -3,37 eV =	-325,1 KJ/mol
5) $Rb^+ + Br^- \rightarrow RbBr_{fest}$	| **Gitterenergie (s.u.)**	**-701,4 KJ/mol**

Rb_{fest} + ½ $Br_2 \rightarrow RbBr_{fest}$	|	**-446 KJ/mol**

Gitterenergie RbBr:

$\Delta E_{Gitter} = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{q1 \cdot q2}{d} \cdot N_A \cdot M$ (1)

q1 = +1·e = 1,602·10^{-19} C (Ladung des Rb^+-Kations: 1 positive Elementarladung)

q2 = -1·e = -1,602·10^{-19} C (Ladung des Br^--Anions: 1 negative Elementarladung)

d = 3,44 Å = 3,44·10^{-10} m

N_A = 6,022·10^{23} mol^{-1} (Avogadro-Konstante)

M = 1,7476 (Madelungkonstante des Ionengitters von RbBr)

ϵ_0 = 8,854·10^{-12} C^2/Jm

π = 3,1416

Einsetzen in (1) ergibt ΔE_{Gitter} = **-701,4 KJ/mol**