

## Lösung 11

1. ☐ As  
☐ P  
☒ N  
☐ Si  
☐ Ge

Elemente mit kleinerem Atomradius, also solche wie C, N und O aus der zweiten Reihe des Periodensystems, bilden häufiger und leichter  $\pi$ -Bindungen als Elemente mit grösserem Atomradius aus höheren Reihen.

2. ☒ N  
☐ P  
☐ As  
☐ Se  
☐ Bi

Da Stickstoff ein Element der zweiten Periode (erste Achterperiode) ist, können seine Atome nicht mehr als vier Bindungen bilden.

3. ☐ -2, +2  
☐ +2, +6  
☐ -4, +2  
☒ -2, +6  
☐ nur -2

Wenn Elemente der 6.HG eine dieser Oxidationsstufen aufweisen, entspricht ihre Elektronenkonfiguration der eines Edelgases.

4. ☐  $\text{Na}_2\text{S}$   
☐  $\text{KF}$   
☒  $\text{NaNO}_3$   
☐  $\text{NH}_4\text{Cl}$   
☐  $\text{CuSO}_4$

$\text{NaNO}_3$  leitet sich aus einer starken Säure und einer starken Base ab. Seine wässrige Lösung reagiert daher neutral.

5.

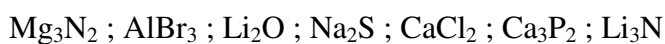
	richtig	falsch
Die Stärke der Säuren nimmt in folgender Reihe zu: $\text{CH}_4 < \text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$	X	
Die Stärke der Säuren nimmt in folgender Reihe ab: $\text{HNO}_3 > \text{H}_3\text{PO}_4 > \text{H}_4\text{SiO}_4$	X	
Schwefel kann in seinen Verbindungen das Elektronenoktett nicht überschreiten.		X
Die Ionenradien nehmen in folgender Reihe ab: $\text{O}^{2-} > \text{F}^- > \text{Na}^+$	X	
Die Elektronegativität der Elemente steigt in der Reihenfolge: $\text{Te} < \text{S} < \text{Cl}$	X	
Cr besitzt im Grundzustand die Elektronenkonfiguration $[\text{Ar}] 4s^1, 3d^5$	X	
Die 1. Ionisierungsenergie der Elemente sinkt in der Reihe: $\text{Li} > \text{Na} > \text{K}$	X	
Sauerstoff kann ausschliesslich in den Oxidationsstufen 0, -1 und -2 vorkommen.		X

6. Hydride sind dadurch gekennzeichnet, dass der Wasserstoff die negative Partialladung trägt und das Element die positive. Im Fall der Elementwasserstoffsäuren ist es umgekehrt. Unter Berücksichtigung der Elektronegativitäten der einzelnen Elemente ergibt sich folgende Einteilung:

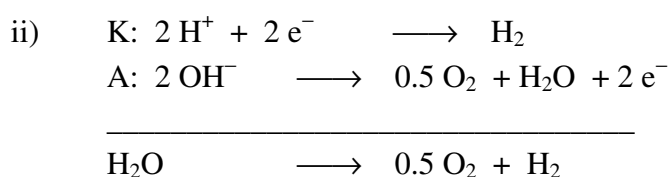
Hydride:  $\text{LiH}$  ;  $\text{AlH}_3$  ;  $\text{SiH}_4$  ;  $\text{CaH}_2$

Elementwasserstoffsäuren:  $\text{H}_2\text{S}$  ,  $\text{HBr}$  ;  $\text{H}_2\text{O}$

7. Stabile binäre Verbindungen werden gebildet, wenn die Metalle durch die formale Abgabe aller Valenzelektronen die vorhergehende Edelgaskonfiguration erreichen. Die Nichtmetalle nehmen formal soviele Elektronen auf, bis sie die folgende Edelgaskonfiguration erreichen. Danach ergeben sich folgende stöchiometrische Zusammensetzungen:



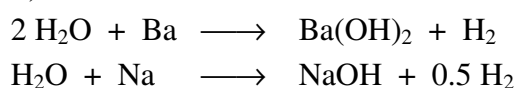
8. a)



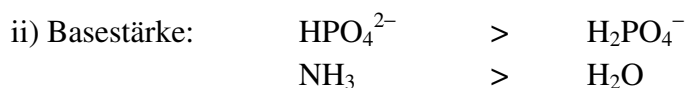
- b)

i) Das Reduktionspotenzial  $E(\text{H}^+/\text{H}_2)$  beträgt in Wasser -0.42 V. Metalle mit negativerem Reduktionspotenzial werden von Wasser oxidiert.  
Das sind Na (-2.71 V) und Ba (-2.91 V).  
Ni (-0.23 V) und Cu (+0.16 V bzw. +0.34 V) werden nicht angegriffen.

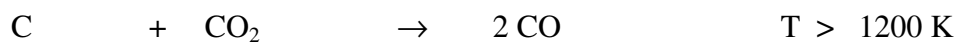
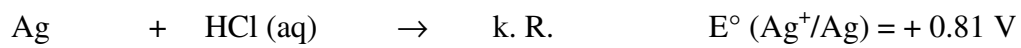
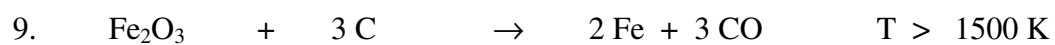
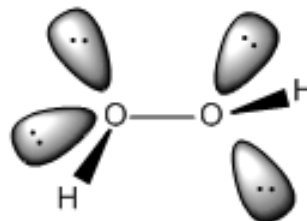
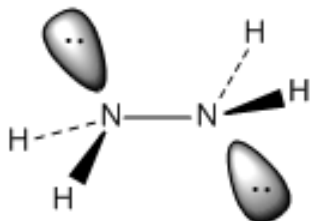
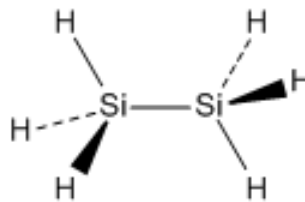
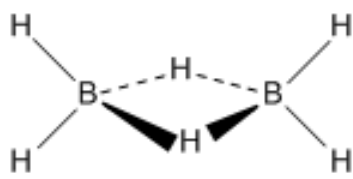
- ii)



- c)



d)



10.

	richtig	falsch
Der Atomradius sinkt in der Reihenfolge $\text{Na} > \text{Mg} > \text{Al}$ .	x	
Die 1. Ionisierungsenergie sinkt in der Reihenfolge $\text{K} > \text{Na} > \text{Mg}$ .		x
Der Metallcharakter der Elemente steigt in der Folge $\text{P} < \text{Si} < \text{Al} < \text{Mg}$	x	
Der basische Charakter der Elementoxide steigt in der Reihenfolge $\text{P}_4\text{O}_{10} < \text{SiO}_2 < \text{Al}_2\text{O}_3 < \text{MgO}$ .	x	
Der saure Charakter der Elementoxide steigt in der Reihenfolge $\text{P}_4\text{O}_6 < \text{As}_4\text{O}_6 < \text{Sb}_4\text{O}_6$ .		x
Die Elektronenkonfiguration von $\text{As}^{3+}$ lautet: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ .	x	
Elementares Fluor reagiert gegenüber Chlorid als Oxidationsmittel.	x	
Die Elemente der 1. Gruppe sind stärkere Reduktionsmittel als die Elemente der 14. Gruppe.	x	