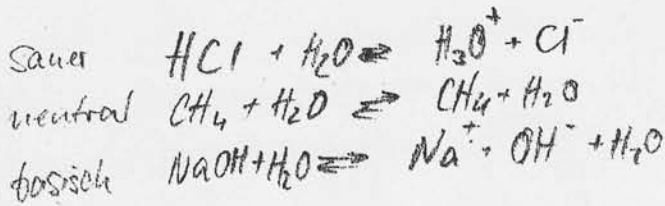


Übungsklausur Matrikel 2006

Nach diesem Muster könnte eine Modulabschlussklausur aufgebaut sein

- 1) Was sind basische, neutrale und saure Elementwasserstoffverbindungen? Nennen Sie je ein Beispiel (Name und Formel!) und begründen Sie anhand der Reaktion dieser Verbindungen mit Wasser (Reaktionsgleichungen angeben!) Ihre Aussagen!



- 2) Definieren Sie, was man unter einer Säure und Base

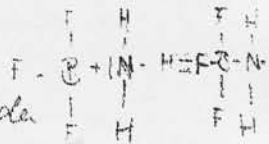
a) nach der Brønsted- und

Donator-Akzeptor-Prinzip

Säuren sind Wasserstoffionen Donatoren geben ab - haben viel
 Basen sind Wasserstoffionen Akzeptoren nehmen auf - haben wenig
 Protonen

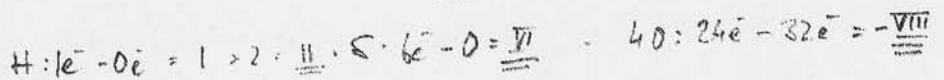
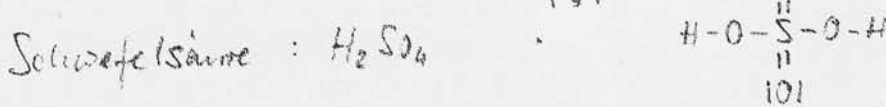
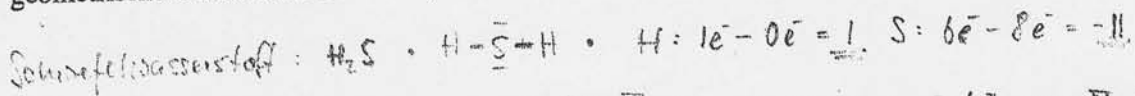
- b) nach der Lewis-Theorie versteht, und geben Sie je ein Beispiel dafür an (Formel)!

Säuren nehmen Elektronenpaare auf eher negat. geladen
 Basen geben Elektronenpaare ab eher pos. geladen



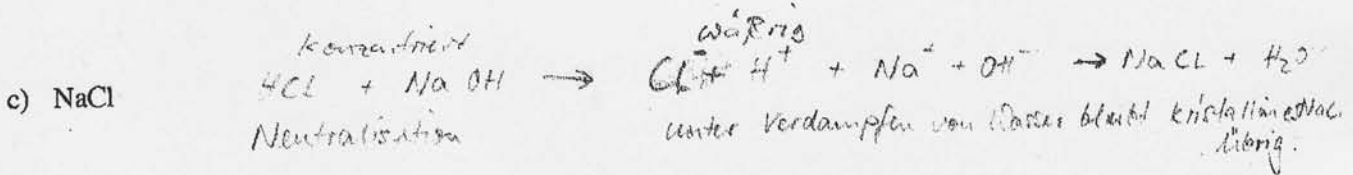
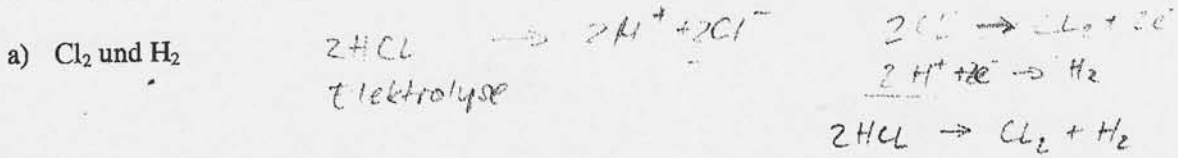
Stoffverbindungen die keine Protonen Wasserstoffionen haben aber Säuren sind weil sie Elektronen aufnehmen.

- 3) Nennen Sie 3 Säuren, die das Element Schwefel enthalten (Name, Formel)! Schreiben Sie deren Lewis-Formeln und geben Sie die Oxidationszahlen und die Bindigkeit des Schwefels an! Welche geometrische Gestalt haben die entsprechenden Säure-Anionen?

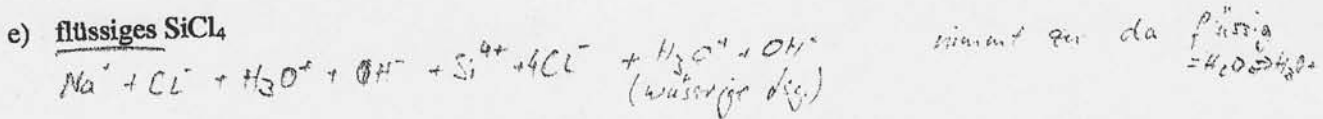
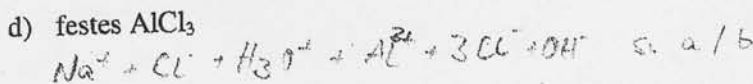
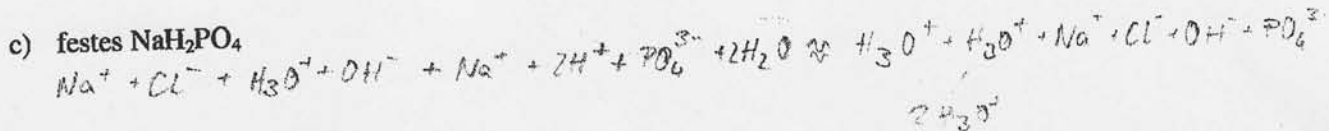
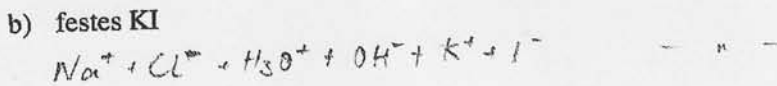
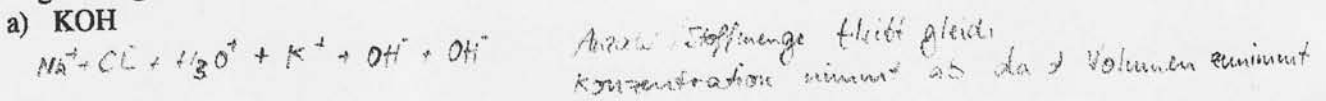


HCL

4) Welche Reaktionen würden Sie durchführen, um aus konzentrierter Salzsäure folgende Produkte zu erhalten? Geben Sie die Reaktionsgleichungen und den Reaktionstyp an!



5) Wie verändert sich die Hydroniumionenkonzentration in einer wässrigen Natriumchloridlösung bei Zugabe folgender Substanzen?



f) festes Na_3PO_4

Natriumphosphat da fest, Phosphat dem H₂O Wasserstoffionen entzieht

Begründen Sie Ihre Aussage kurz! *erhöht sich d. Konzentration von H⁺*

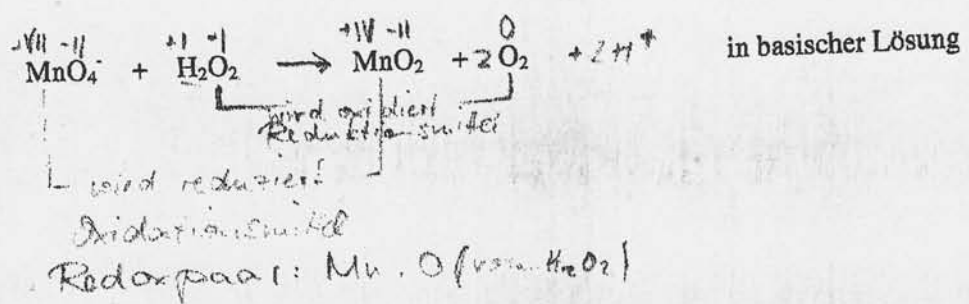
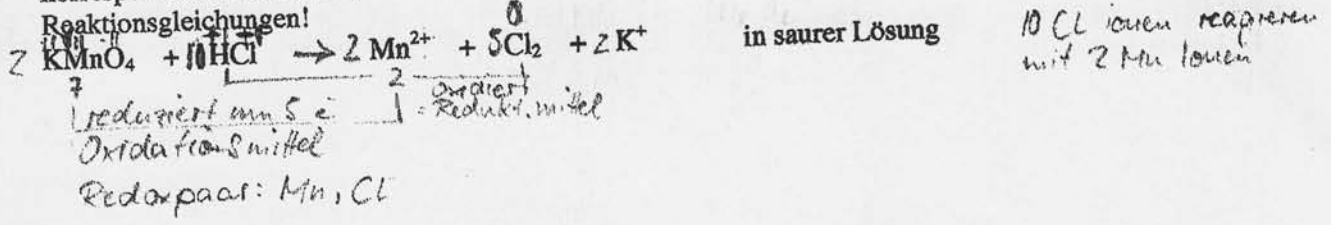
6) Wie gewinnt man die Halogene F_2 , Cl_2 , Br_2 und I_2 im Labor und/oder in der Technik? Geben Sie für jedes Halogen je ein Beispiel mit Reaktionsgleichung an!

Fluor durch Elektrolyse von wasserfreien Schmelzen von Fluoriden

7) Bestimmen Sie die Oxidationszahlen aller Elemente in den folgenden Verbindungen! $max = 8$

- a) Cu_2O Cu H_2O_2
 $+I \quad -II$
- b) $KMnO_4$ SO_3^{2-}
 $+I \quad +VII \quad -II$
- c) CaH_2 $H = Ca = H$ C $Zn: 2e^- - 0e^- = II$ $Ca: 2e^- - 4e^- = -II$
- d) Na_2O_2 H_2O Na $2Na: 2e^- - 0e^- = II$ $2O: 2e^- - 16e^- = -IV$
- e) NO_2 OF_2 N $N: 5e^- - 1e^- = IV$
 $+III \quad -II$ $+II \quad -IV$ $+II \quad -II$ $+5e^-$
- f) $Na_2S_4O_6$ $K_2Cr_2O_7$
 $+I \quad -II \quad -II$ $+VI \quad -II$

8) Erläutern Sie die Begriffe Oxidation, Reduktion, Oxidationsmittel, Reduktionsmittel und korrespondierendes Redoxpaar anhand der nachfolgenden Gleichungen! Vervollständigen Sie die Reaktionsgleichungen!



$$pH = -\log_{10} c_{H^+} \quad c = \left[\frac{mol}{l} \right]$$

9) Je niedrigerer pH-Wert: H^+ Ionen Konzentration höher \rightarrow Säuren hohe H^+ Ionen Konzentration
 Sie verwenden eine wässrige Lösung von $K_2Cr_2O_7$ als Oxidationsmittel für z.B. Cl^- Ionen (Hinweis: aus Dichromat werden Cr^{3+} Ionen). Erwarten Sie eine pH-Änderung und wenn ja, welche? Begründen Sie Ihre Antwort anhand einer Reaktionsgleichung!

10) 4 ml einer 0,025 molaren Salzsäure werden mit soviel ^{neutral = keine/wenig H^+ Ionen} destilliertem Wasser versetzt, daß eine verdünnte Lösung mit einem Volumen von insgesamt 1000 ml erhalten wird. Wie ist der pH-Wert dieser Lösung? Geben Sie den Rechenweg an!

$$0,004 \text{ l} \cdot 0,025 \frac{\text{mol}}{\text{l}} = 1 \text{ l} \cdot x \Rightarrow 0,0001 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \quad 100 \frac{\mu\text{mol}}{\text{l}}$$

$$-\log_{10}(0,025) = -1,6 \quad -\log_{10}(0,0001) = -4 \quad | -1 |$$

$$1,6 \text{ pH} = 4 \text{ (pH)}$$

$$10^{-4} = 0,0001$$

H^+ Ionenkonzentration nimmt ab - Stoffmenge bleibt gleich

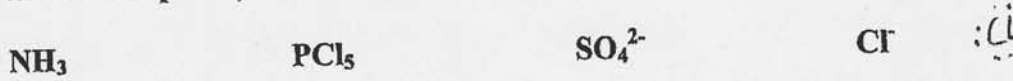
11. Betrachten Sie die Elemente der 4. Hauptgruppe Periode

- Welches hat
- den größten Atomradius = K
 - besitzt die höchste Ionisierungsenergie
 - " - Elektronenaffinität = Br
 - ist d. reaktivste Nichtmetall = Br
 - ist d. reaktivste Metall = K
 - chem. am wenigsten reaktiv = Kr
 - elektronen negativste Element = Br
 - ist ein Halbmetall =

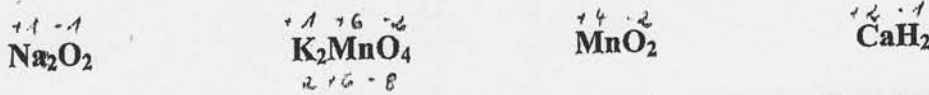
12. Beim Kalium ist d. 2. Ionisierungsenergie etwa 7mal höher als d. erste (3051 bzw. 419 kJ/mol). Beim Calcium ist d. 2. Ionisierungsenergie nur etwa doppelt so groß wie d. erste Ionisierungsenergie (1145 bzw. 590 kJ/mol). Warum ist d. Unterschied beim Kalium größer als beim Calcium.

1. Definieren Sie, was eine Säure bzw. eine Base ist und geben Sie je ein Beispiel
 a) nach der Brønsted-Theorie *Säure: Protonendonator Base: Protonenakzeptor*
 b) nach der Lewis-Theorie

2. Formulieren Sie die vollständigen Valenzstrichformeln (einschließlich freier Elektronenpaare) der folgenden Moleküle bzw. Ionen

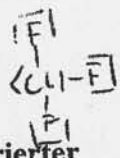


3. Geben Sie die Oxidationszahlen aller Elemente in folgenden Verbindungen an:



4. Zeichnen Sie das Chlortrifluoridmolekül und begründen Sie seine Struktur.

Elektronenmangelbindung → Oktettregel nicht erfüllt



5. 316 g Kaliumpermanganat (KMnO₄) werden mit einem Überschuß an konzentrierter Salzsäure (HCl) zu Mn²⁺ umgesetzt, wobei Chlor entsteht.

Molmassen: K 39; Mn 55; O 16; H 1; Cl 35,5

a) Formulieren Sie die Reaktionsgleichung

b) Welche molare Menge an Chlor entsteht und welches Volumen nimmt diese Menge bei 0 °C und 1 bar ein?

6. Vergleichen Sie H₂, H₂⁺ und H₂⁻ unter Anwendung der Molekülorbital-Theorie:

- a) Zeichnen Sie die Energieniveaudiagramme!
 b) Wie groß ist jeweils die Bindungsordnung?
 c) Wie viele ungepaarte Elektronen haben die Teilchen?

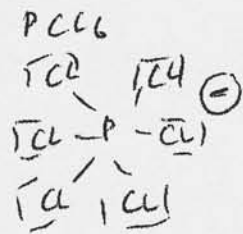
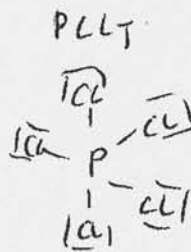
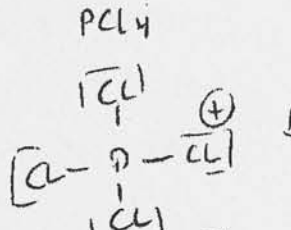
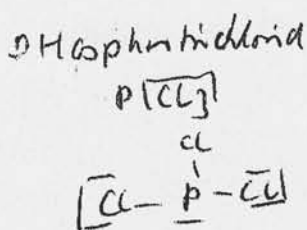
7. Geben Sie je ein Beispiel für basische, neutrale und saure Elementwasserstoffverbindungen und begründen Sie dies anhand der Reaktion mit Wasser (Reaktionsgleichung!)

8. Berechnen Sie aus den folgenden Bindungsabständen den Kovalenzradius für N!
 N-Cl 174 pm; Cl-F 170 pm; F-F 142 pm

9. Wie kann man ausgehend von Fluorwasserstoff (HF) elementares Fluor herstellen? (Reaktionstyp und Gleichung)

10. Nennen Sie 3 Säuren, die das Element Schwefel enthalten (Name) und schreiben Sie deren Lewis-Formeln! Geben Sie die Oxidationszahl des Schwefels jeweils an.

11. Geben Sie ein Beispiel für eine Redoxreaktion (Gleichung)! Kennzeichnen Sie das Oxidations- und das Reduktionsmittel und schreiben Sie die Oxidations- bzw. Reduktionsteilgleichungen auf!



unvollst. Oktett *OC DOF* $\text{F}(\text{F}-\text{P}-\text{F})$

→ wichtiges Oktett