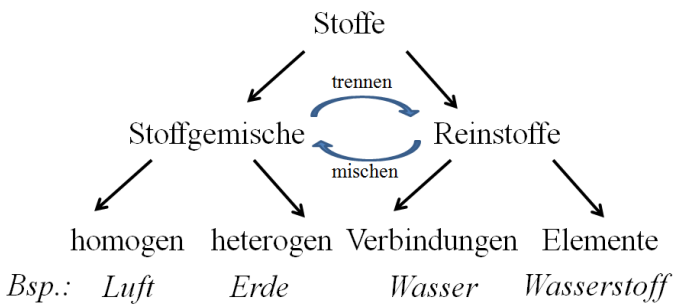
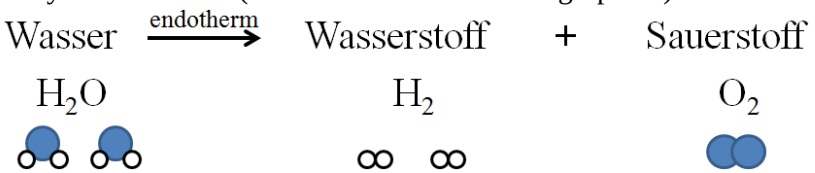
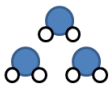
Grundwissen Chemie 9. Jahrgangsstufe

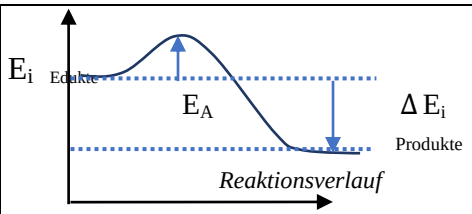
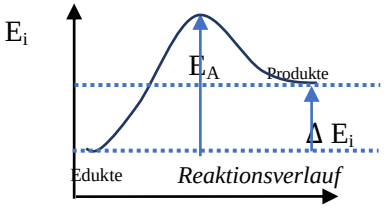
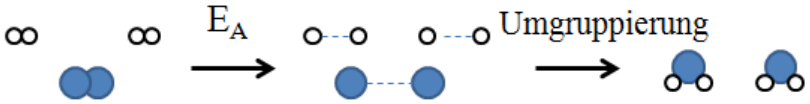
Stoffe

Überblick über Stoffe	<u>Homogenes Stoffgemisch</u>: einzelne Bestandteile nicht erkennbar <u>Heterogenes Stoffgemisch</u>: einzelne Bestandteile erkennbar <u>Verbindungen:</u> sind Reinstoffe, die durch chemische Reaktionen in Elemente zerlegt werden können. <u>Elemente:</u> sind Reinstoffe, die chemisch nicht weiter zerlegt werden können, da sie nur aus Atomen einer Sorte aufgebaut sind.	

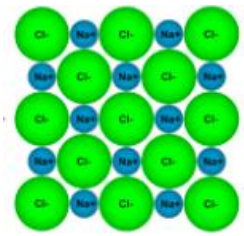
Chemische Reaktionen

Merkmale chemischer Reaktionen	➢ Stoffumwandlung Edukte „verschwinden“ und Produkte mit neuen Eigenschaften „entstehen“ ➢ Umkehrbarkeit ➢ Energieumsetzung Energie wird aus der Umgebung aufgenommen (→ endotherm) oder an die Umgebung abgegeben (→ exotherm)	
	Beispiel: Elektrolyse von Wasser (Umkehrreaktion der Knallgasprobe) 	
Gesetze chemischer Reaktionen	➢ Massenerhaltung	Die Atome werden umgruppiert, aber nicht zerstört oder neu gebildet. Daher ändert sich die Gesamtmasse während der Reaktion nicht.
Formel-sprache	 Koeffizient $3\ H_2O$ 3 Wassermoleküle Jedes Molekül besteht jeweils aus 2 Wasserstoffatomen und einem Sauerstoffatom	
Benennung	Wasser = Diwasserstoffmonoxid	
Reaktions-gleichung aufstellen	*Wortgleichung*: [Edukt] Diiodpentaoxid → [Produkte] Iod + Sauerstoff *Formeln*: I_2O_5 → I_2 → HONCLBRIF ← O_2 *Koeffizienten ausgleichen!*: $2\ I_2O_5$ → $2\ I_2$ $5\ O_2$ *WICHTIG: Der Index darf nicht verändert werden, sonst sind es andere Stoffe!*	

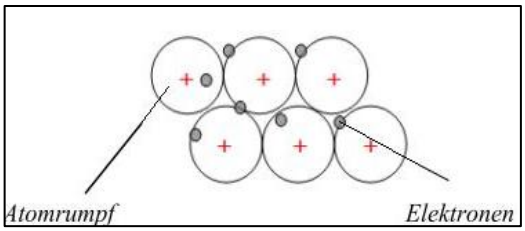
Energieumsatz

Exotherme Reaktion	Eine <u>exotherme</u> Reaktion ist eine Reaktion, die unter <u>Energieabgabe</u> (z.B. Wärme, Licht) erfolgt. Die Edukte sind energiereicher als die Produkte. $\Delta E_i < 0$ **Beispiel: Knallgasprobe**	
Endotherme Reaktion	Eine <u>endotherme</u> Reaktion ist eine Reaktion, die unter <u>Energieaufnahme</u> erfolgt. Die Reaktion stoppt, sobald keine Energie mehr zugeführt wird. Die Edukte sind energieärmer als die Produkte. $\Delta E_i > 0$ **Beispiel: Wasserelektrolyse**	
Aktivierungs-energie	E_A: Aktivierungsenergie = Energie, die zum Starten der Reaktion erforderlich ist; versetzt die Teilchen in einen reaktionsfähigen Zustand 	
Katalyse	Katalysatoren sind Stoffe, die die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen, indem sie die Aktivierungsenergie herabsetzen. Bei der Reaktion werden sie nicht verbraucht.	

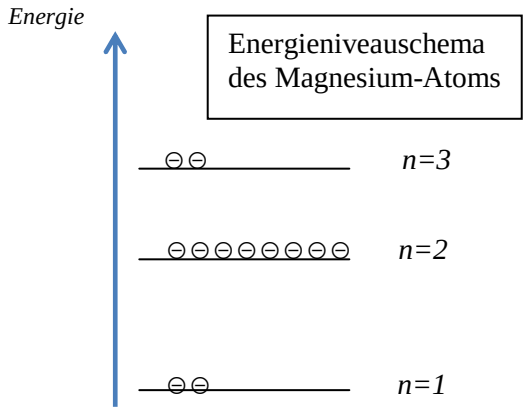
Salze

Ionen	Geladene Teilchen: <u>Kationen</u> = positiv geladen; <u>Anionen</u> = negativ geladen	
Ionenbindung/ Ionengitter	Elektrostatische Anziehung zwischen Metall-Kationen und Nichtmetall-Anionen (→ IONENBINDUNG) Anziehungskraft eines Ions wirkt in alle 3 Raumrichtungen, Kationen und Anionen bilden deshalb **Ionengitter.**	Beispiel: Natriumchlorid 
Verhältnisformel	Gibt das Zahlenverhältnis der beteiligten Ionen im Ionengitter an.	**$CaCl_2$ ($Ca^{2+}{}_1Cl^-{}_2$)** Bedeutet: Calciumkationen Ca^{2+} und Chloridanionen Cl^- liegen im Ionengitter im Verhältnis 1 : 2 vor.
Eigenschaften von Salzen	Hohe Schmelz- und Siedetemperatur Häufig gute Löslichkeit in Wasser Elektrische Leitfähigkeit von Salzlösungen und Schmelzen Sprödigkeit	→ starke Anziehungskräfte zwischen Ionen → Ionen lassen sich nur bei hohen Temperaturen trennen →Wassermoleküle drängen zwischen die Ionen → Ionen sind beweglich und geladen →Ionengitter zerspringt, durch Abstoßung gleich geladener Teilchen
Merke	Nichtmetall-Element + Nichtmetall-Element → molekular gebaute Verbindung Metall-Element und Nichtmetall-Element → Salz	

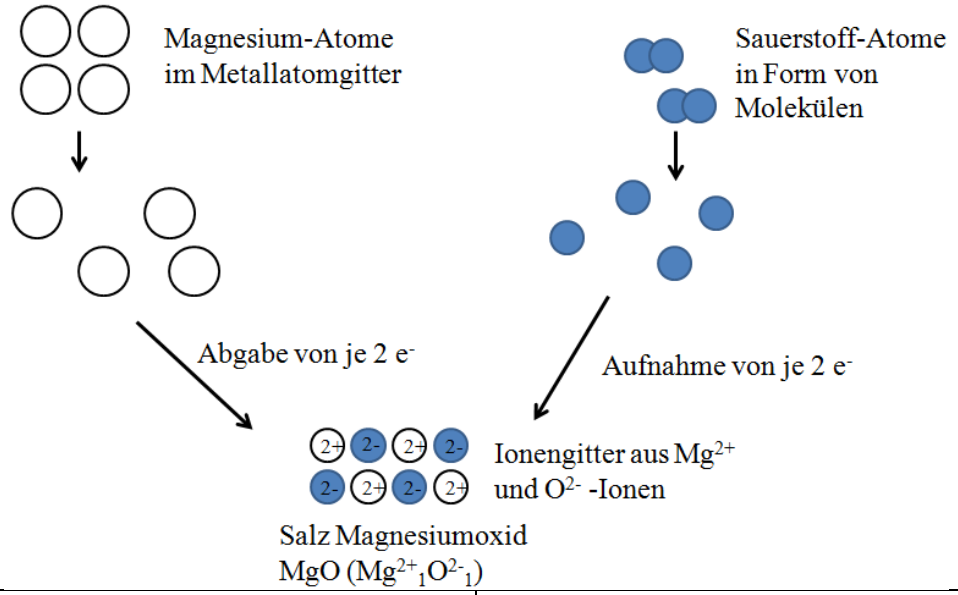
Metalle

Metallbindung	positiv geladene Atomrümpfe werden durch bewegliche Elektronen (Elektronengas) zusammengehalten.	
Eigenschaften von Metallen	gute Wärmeleitfähigkeit, gute elektrischen Leitfähigkeit, gute Verformbarkeit, metallischer Glanz (jeweils durch frei bewegliche Elektronen)	

Teilchenstruktur der Materie

Atom	**Teilchen**	**Symbol**	**Ladung**	**Atommasseneinheit u**
	Proton (Kern)	p^+	positiv	1u
	Neutron (Kern)	n	neutral	1u
	Elektron (Hülle)	e^-	negativ	$5 \cdot 10^{-4}$u
	Anzahl der Protonen = Anzahl der Elektronen ⇒Atome sind nach außen ungeladen			
Schreibweise zum Aufbau der Atome	Nukleonenzahl = Massenzahl → $^{7}_{3}Li$ ← Protonenzahl = Kernladungszahl = Ordnungszahl			
Isotope	Atome des gleichen Elements, die sich in ihrer Neutronenzahl und damit in ihrer Atommasse unterscheiden.	Beispiel: Wasserstoff-Isotope $^{1}_{1}H$ $^{2}_{1}H$ $^{3}_{1}H$		
Aufbau der Atomhülle	Elektronen besitzen bestimmte Energieniveaus (Energiestufen). Je weiter die Elektronen vom Kern entfernt sind, desto weniger stark werden sie vom Atomkern angezogen.			
Elektronen-konfiguration	Anordnung der Elektronen in der Atomhülle: Eine Energiestufe (n) kann maximal $2 \cdot n^2$ Elektronen aufnehmen.	Elektronenkonfiguration Magnesium: Einfache Schreibweise: $1^2\ 2^8\ 3^2$		
Valenzelektronen	Elektronen auf der höchsten Energiestufe. Sie sind für das Reaktionsverhalten verantwortlich.			
Periodensystem der Elemente	Anordnung der Atome nach steigender Kernladungszahl Gruppennummer entspricht der Anzahl der Valenzelektronen Periodennummer entspricht der höchsten besetzten Energiestufe			
Edelgasregel / Edelgas-konfiguration	Ein stabiler Zustand der Teilchen (vgl. nächstes Kapitel)	8 Valenzelektronen = **Elektronenoktett** (bzw. 2 in der ersten Schale = **Elektronenduplett**)		

Entladen und Bilden von Salzen

Ionenbildung	Beispiel: Bilden von Magnesiumoxid  	
	Metallatome geben zur Erreichung der **Edelgaskonfiguration** Elektronen ab (Elektronendonatoren) → werden zu Kationen Nichtmetallatome nehmen Elektronen auf (Elektronenakzeptoren) → werden zu Anionen	Teilgleichungen der Elektronenabgabe: $Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^- \quad \vert \cdot 2$ Teilgleichung der Elektronenaufnahme: $O_2 + 4e^- \rightarrow 2\ O^{2-}$ Gesamtgleichung: $2Mg + O_2 \rightarrow \underbrace{2\ Mg^{2+} + 2\ O^{2-}}$ $2Mg + O_2 \rightarrow 2\ Mg_1O_1$ $2Mg + O_2 \rightarrow 2\ MgO$
Gitterenergie	Wird bei der Bildung eines Ionengitters aus freien Ionen frei; Triebkraft der Salzbildung	
Elektrolyse/ Entladen von Salzen	Aus Salzen können durch Elektrolyse Metalle und Nichtmetalle hergestellt werden = Umkehrung der Salzbildung	Kationen nehmen dabei Elektronen auf und werden zu Metallatomen und Anionen geben Elektronen ab und werden zu Nichtmetallatomen.

Quantitative Aspekte chemischer Reaktionen

Ein Mol	Die Stoffmenge n eines beliebigen Stoffes, die aus **$6{,}022 \cdot 10^{23}$** Teilchen dieses Stoffes besteht. Vergleich: 1 Dutzend besteht aus 12 Teilen 1Mol besteht aus **$6{,}022 \cdot 10^{23}$** Teilchen	$\mathbf{N = N_A \cdot n}$ N = Teilchenzahl $N_A = 6{,}022 \times 10^{23}$ = **Avogadro-Konstante** 1/mol n = Stoffmenge [mol]
Die molare Masse	Masse von 1 mol Teilchen Entspricht dem Zahlenwert der Massenzahl und kann somit aus dem Periodensystem abgelesen werden: $M(H_2O) = 1 + 1 + 16 = 18$ g/mol	$\mathbf{M = m/n}$ M = molare Masse [g/mol] m = Masse [g]
Das molare Volumen	1 mol eines beliebigen Gases nimmt bei Normbedingung immer ein **Volumen** von **22,4 l** ein.	$\mathbf{V_m = V/n}$ V_m = molares Volumen [l/mol] V = Volumen des Gases [l]