

KEMI 1:

SAMMANFATTNING AV BLOCK 2

Det viktigaste från del 1:

Du ska kunna beskriva hur man identifierar okända ämnen med enkla metoder:

Identifiera okända jonföreningar:

Steg 1: Lågtest för att bestämma den positiva jonen.

Steg 2: Fällningstester och syratestet för att bestämma den negativa jonen (ett fällningstest testar positiva koppar- och järnjoner).

Identifiera okända molekylföreningar:

Testa kokpunkt, densitet och löslighet.

Du ska kunna utföra beräkningar (inkl. titreringsberäkningar) med följande formel:

$$n = v \cdot c$$

n = substansmängd (mol)

v = volym (dm³)

c = koncentration (mol/dm³)

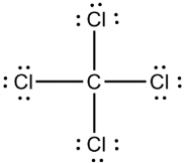
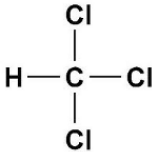
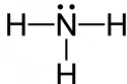
Det viktigaste från del 2:

Du ska kunna rita elektronformeln för olika molekyler och sedan avgöra om molekylerna är dipoler eller inte:

Kriterium 1: Innehåller molekyl en olikatom (olika elektronegativitet så att olika laddningar uppkommer)?

Kriterium 2: Är molekyl osymmetrisk (så att en ojämn laddningsfördelning uppkommer, centrum för den positiva och negativa laddningen ska inte vara på samma plats i molekyl)?

Exempel:

Molekyl:			
Uppfyller kriterium 1?:	Ja	Ja	Ja
Uppfyller kriterium 2?:	Nej	Ja	Ja
Dipol?:	Nej	Ja	Ja

Du ska kunna de olika intermolekylära bindningarna:

Intermolekylära bindningar

(bindningar mellan molekyler)

Vätebindningar	Dipol-dipolbindningar	van der Waalsbindningar
<ul style="list-style-type: none"> ▪ Ämnen som uppfyller Hydro-FON-regeln kan skapa vätebindningar mellan sina molekyler. ▪ Hydro-FON-regeln måste vara uppfylld mellan molekylerna och i den molekyl som bidrar med vätet. ▪ Vätebindningar räknas som starka intermolekylära bindningar (starkast av dessa tre) och ger ofta upphov till relativt höga kokpunkter och hög löslighet i vatten. ▪ Exempel på ämnen som kan skapa vätebindningar: C_2H_5OH, H_2O, NH_3. 	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Bindningar mellan molekyler som är dipoler. Den positiva änden på den ena molekylen binder till den negativa änden på den andra molekylen etc. ▪ Dipol: Molekyler med en partiellt positivt laddad sida/ände och en partiellt negativt laddad sida/ände. ▪ För att ett ämne ska vara en dipol krävs det att ämnets molekyler innehåller olika atomer och har en osymmetrisk struktur. ▪ Exempel på ämnen som ej kan skapa vätebindningar men som kan skapa vanliga dipol-dipolbindningar: HCl, CH_2Cl_2, CO. 	<ul style="list-style-type: none"> ▪ Tillfälliga och svaga dipol-dipolbindningar. ▪ En molekyl kan tillfälligt bli en dipol eftersom de slumpvisa elektronrörelserna i molekylen kan göra att den ena delen av molekylen får ett elektronöverskott. ▪ Varje enskild van der Waalsbindning är svag men stora och avlånga molekyler kan skapa många van der Waalsbindningar vilket innebär att den totala styrkan blir hög. ▪ Alla ämnen kan skapa van der Waalsbindningar. ▪ Exempel på ämnen som enbart kan skapa van der Waalsbindningar: Cl_2, N_2, H_2, O_2, CH_4, C_2H_6.

Det viktigaste från del 3:

Du ska kunna utföra beräkningar med hjälp av nedanstående 2 formler (och genom att kombinera dessa formler):

$$n = m/M$$

n = substansmängd (mol)

m = massa (g)

M = molmassa (g/mol)

$$n = v \cdot c$$

n = substansmängd (mol)

v = volym (dm^3)

c = koncentration (mol/ dm^3)

Obs. Enbart naturarna:

Det viktigaste från del 4:

Sammanfattning över GC och HPLC:

	Opolär kolonn:	Polär kolonn:
Gaskromatografi (GC):	Kokpunkten avgör retentionstiden. Ämnen med högst kokpunkt får längst retentionstid.	Kokpunkt + polaritet avgör retentionstiden. Ämnen med högst kokpunkt och störst polaritet får längst retentionstid.
Högupplösande vätskekromatografi (HPLC):	Opolära ämnen binder starkast till kolonnen= längst retentionstid. Polära ämnen binder starkast till den mobila fasen= kortast retentionstid.	Polära ämnen binder starkast till kolonnen= längst retentionstid. Opolära ämnen binder starkast till den mobila fasen= kortast retentionstid.