

Chimica generale e inorganica	
CdS	Scienze biologiche
CFU	8 frontali + 1 esercitazioni
ore	84 (72+12)
Semestre	Primo
Anno	Primo
Numero medio di studenti	450-500 (totali)
Canalizzazione	4 canali
Referente del Gruppo di Lavoro Nominato un GdL del CdS: Gianluca Panati, Andrea Ciccioli, Roberto Maoli, Carla Cioni (Referente in qualità di Presidente CdS)	Andrea Ciccioli

1. RESOCONTO

Calendario degli incontri
<p><i>02/02/2022, 14/02/2022, 01/03/2022: incontri del GdL per impostare il lavoro e seguire gli stati di avanzamento. I componenti del GdL hanno inoltre avuto incontri intermedi con i docenti dei canali paralleli.</i></p> <p><i>06/05/2022: terminata la compilazione delle schede insegnamento e delle tabelle syllabus concordate tra tutti i docenti dei canali paralleli, contenenti i suggerimenti dei docenti di materie affini dello stesso anno e di anni successivi (in particolare Biologia cellulare e istologia, Fisica, Chimica organica, Chimica biologica).</i></p> <p><i>Da calendarizzare a settembre 2022 l'incontro collegiale con tutti i docenti CdS, i rappresentanti degli studenti, Preside e MD.</i></p>

Criticità emerse
<p><u>L'unica criticità</u> riguarda le carenze nella preparazione matematica di base.</p> <p><i>In generale, trattandosi di matricole, si incontrano, come è normale, tutte le tipiche difficoltà di adeguamento del metodo di studio a quello necessario per frequentare con profitto un corso universitario. I tempi richiesti per questo processo di maturazione sono ovviamente variabili da persona a persona e vengono molto favoriti dalla continua interazione tra docente e studenti a lezione e nelle occasioni di incontro fuori dalla lezione (ricevimento in presenza o a distanza).</i></p>

Azioni correttive proposte
<p><u>Suggerimento 1.</u> Considerata la sperimentata efficacia dell'attività di tutoraggio e la necessità di rafforzare in una parte degli studenti le conoscenze scolastiche di matematica, è importante anticipare i bandi per tutoraggio, soprattutto per quanto riguarda gli OFA, in modo che l'attività sia disponibile fin dall'inizio del corso. Per quanto riguarda il tutorato disciplinare, occorre che il</p>

periodo di servizio dei tutor/borsisti copra per intero il semestre in cui si svolge il corso e la sessione d'esame invernale.

Suggerimento 2. Gli studenti devono essere incoraggiati con forza ad avvalersi dei colloqui con il docente, negli orari di ricevimento e su appuntamento (anche a distanza) per chiarire tempestivamente dubbi e problemi, sia sui contenuti del corso sia nell'impostazione del metodo di studio.

Buone pratiche

- 1. Tutorato disciplinare*
- 2. Prove in itinere, valutate molto positivamente dagli studenti. Lo svolgimento delle prove d'esonero precoci (metà ottobre-inizio novembre) è ritenuto importante per aiutare l'inserimento degli studenti nel percorso di formazione terziaria e abituarli allo studio di livello universitario.*

Note e commenti

Si è rilevato come gli argomenti in programma siano coerenti con gli obiettivi specifici del corso di studio. In particolare:

- La struttura molecolare, l'ibridazione degli orbitali, le conformazioni molecolari tridimensionali e i concetti basilari dell'equilibrio chimico sono di rilevante interesse per il corso di Chimica Organica.*
- Il concetto di legame chimico e i tipi di legame, la polarità dei legami, le forze intermolecolari, il pH sono di interesse per la Biologia Cellulare.*
- I concetti fondamentali di termodinamica, gli equilibri in soluzione acquosa, il pH, le proprietà colligative e i fondamenti di cinetica chimica sono di interesse per il corso di Chimica Biologica.*
- Gli elementi di termometria e calorimetria (temperatura, calore, calori specifici) e la descrizione del comportamento dei gas ideali (equazione di stato, cenni di teoria cinetica) possono essere di supporto per la Fisica (questi argomenti sono peraltro presenti anche nel programma di tale corso, al secondo semestre).*

Programma concordato

Nota. Tutti gli argomenti sono affrontati attraverso l'uso parallelo di tre approcci: uno macroscopico-fenomenologico che introduce lo studente alle proprietà misurabili e alla definizione di leggi e principi; uno microscopico interpretativo che fornisce una rappresentazione meccanicistica di ciò che accade sulla scala atomico-molecolare e infine un approccio simbolico numerico che permette al ragazzo di scoprire e imparare il linguaggio della chimica fatto di elementi, sostanze e reazioni.

1. Leggi fondamentali della Chimica, teoria atomico-molecolare, sistema periodico, relazioni molari e ponderali nelle reazioni chimiche, calcoli stechiometrici (17 ore frontali, 2 ore di esercitazioni)

Introduzione al corso: campo di studio della Chimica e obiettivi del corso. Cenni storici. Le leggi ponderali della Chimica, la teoria atomico-molecolare.

Stati di aggregazione della materia; elementi e atomi; i composti e le molecole. La struttura essenziale dell'atomo; numero atomico, numero di massa, isotopi; massa atomica; la tavola periodica e le proprietà chimiche degli elementi; i composti: massa molecolare; il concetto di mole; costante di Avogadro. Classificazione dei composti inorganici e principali regole di nomenclatura. Reazioni chimiche semplici e loro bilanciamento. Rapporti molari e ponderali. Composizione percentuale in peso; determinazione della formula minima di un composto;

formula minima e formula molecolare; concetto di formula di struttura. Reazioni chimiche semplici e loro bilanciamento; il reagente limitante. La resa teorica e percentuale.

2. Struttura atomica e molecolare, legame chimico (14 ore frontali, 2 ore di esercitazioni)

Struttura dell'atomo: cenni storici. Spettri atomici di emissione ed assorbimento. Atomo di Bohr e quantizzazione dell'energia. Il principio di indeterminazione. Il dualismo onda-particella. Il modello probabilistico. Atomi idrogenoidi: descrizione quantomeccanica. I numeri quantici. Funzioni d'onda e orbitali. Costruzione (Aufbau) della struttura elettronica degli atomi: principio di esclusione di Pauli e regola di Hund; struttura elettronica esterna e proprietà periodiche degli elementi (energia di ionizzazione; affinità elettronica; raggio atomico; proprietà metalliche; proprietà magnetiche).

Il legame chimico: teoria del legame di valenza (VB); gli elettroni di valenza e la notazione di Lewis; regola dell'ottetto; il legame covalente; l'elettronegatività degli elementi; il legame ionico; la polarità dei legami e delle molecole; trasferimento elettronico e legame ionico; il concetto di numero di ossidazione; reazioni di ossidoriduzione e loro bilanciamento con il metodo ionico-elettronico; carica formale; risonanza. Teoria della repulsione tra coppie di elettroni (VSEPR); la forma delle molecole. Eccezioni alla regola dell'ottetto: specie radicaliche, specie difettive, espansione di valenza. La sovrapposizione degli orbitali. Legami covalenti sigma (σ) e greco (π); ibridazione degli orbitali atomici; legame metallico. Il concetto di delocalizzazione. Teoria degli orbitali molecolari (cenni generali).

3. Termodinamica chimica (4 ore frontali, 2 ore di esercitazioni)

Calore e lavoro. Primo principio; energia interna ed entalpia. Capacità termica, calore di reazione e calorimetro. Termochimica: entalpie di reazione e di formazione. Stati standard. Principio di Hess. Processi reversibili e irreversibili. L'entropia e il secondo principio; la spontaneità delle trasformazioni. Il terzo principio della termodinamica e l'entropia assoluta. L'energia libera di Gibbs.

4. Stati di aggregazione della materia e loro proprietà: solidi, liquidi, gas, soluzioni (10 ore frontali, 2 ore di esercitazioni)

Lo stato gassoso. Equazione di stato del gas ideale; miscele gassose ideali: frazioni molari e pressioni parziali. Teoria cinetica molecolare: curve di distribuzione dell'energia cinetica e interpretazione microscopica della temperatura. Legge di Graham e calcolo della massa molare. I gas reali e l'equazione di van der Waals. Le forze intermolecolari. Il legame a idrogeno. Proprietà chimico-fisiche dei liquidi (temperatura di ebollizione, entalpia di evaporazione, tensione di vapore e sua dipendenza dalla temperatura: equazione di Clausius-Clapeyron). Il calore specifico. Calore e passaggi di stato; diagramma di riscaldamento di una specie pura a pressione costante; diagramma di stato di specie chimiche pure (H_2O); struttura e proprietà dell'acqua.

Stati di aggregazione della materia: i diversi tipi di solidi e le loro caratteristiche. Ciclo di Born-Haber. Descrizione reticolare: NaCl, CsCl, ZnS.

Le soluzioni e le loro proprietà; unità di misura della concentrazione; conversione fra le diverse unità di misura della concentrazione; solubilità; termodinamica di soluzione; legge di Henry; le proprietà colligative (innalzamento ebullioscopico, abbassamento crioscopico; abbassamento della tensione di vapore; pressione osmotica); le soluzioni di elettroliti forti e deboli; concentrazione analitica e particellare delle soluzioni; la determinazione della massa molecolare dei soluti; il coefficiente di van't Hoff.

5. Equilibri chimici omogenei ed eterogenei. Acidità delle soluzioni (18 ore frontali, 3 ore di esercitazioni)

Gli equilibri chimici omogenei in fase gassosa; il quoziente di reazione e la costante di equilibrio; il principio di Le Chatelier; i diversi tipi di costante di equilibrio; energia libera di Gibbs e costante di equilibrio; temperatura e costante d'equilibrio (l'equazione di van't Hoff). Equilibri eterogenei coinvolgenti gas e solidi/liquidi puri.

Gli equilibri in soluzione; le reazioni di trasferimento protonico e gli equilibri acido-base (definizioni di Arrhenius e Brønsted); le costanti dei processi di trasferimento protonico; correlazioni tra struttura e comportamento chimico per gli acidi e le basi; acidi e basi di Lewis. Il pH delle soluzioni acquose; acidi e basi forti e deboli; le soluzioni tampone; acidi poliprotici, idrolisi salina con effetto acido/base, anfoteri. Titolazioni.

Solubilità dei sali. Prodotti di solubilità. Effetto delle ioni in comune, effetto del pH, effetto della complessazione. Precipitazione frazionata.

6. Elettrochimica (4 ore frontali, 1 ora di esercitazioni)

Conversione di energia chimica in energia elettrica. Pile chimiche e a concentrazione. Potenziali standard di riduzione e loro uso. Equazione di Nernst e spontaneità di una reazione redox.

Esempi di fenomeni biologici con implicazioni elettrochimiche. La misura potenziometrica del pH; processi di corrosione (cenni); elettrolisi (cenni).

7. Cinetica chimica (3 ore frontali)

Velocità di reazione, ordine di reazione, teoria delle collisioni, legge di Arrhenius; energia di attivazione; meccanismo di reazione; catalisi; catalisi enzimatica.

8. Cenni di chimica inorganica sistematica (2 ore frontali)

Preparazione e comportamento chimico degli elementi dei gruppi principali

2. TABELLA SYLLABUS

Nota: Molti argomenti appaiono sia come prerequisiti sia come argomenti richiesti nel programma d'esame. Si intende che la conoscenza elementare dell'argomento è presupposta come prerequisito, mentre una trattazione più approfondita del medesimo è parte del programma del corso.

1. I fondamenti della chimica

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Materia ed energia,	Visione molecolare della materia. Misure, unità di misura, esempi numerici	X	X	Fisica	
Stati della materia,	Proprietà chimiche e fisiche, trasformazioni chimiche e fisiche. Miscele, sostanze, composti ed elementi	X	X	Fisica	

2. Formule chimiche e composizione stechiometrica

		Prerequisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Nomenclatura	Nomenclatura e formule di composti chimici, numeri di ossidazione, nomenclatura tradizionale e IUPAC con esempi	X	X		

Calcolo stechiometrico	Calcolo stechiometrico di base. Pes atomici e molecolari, mole, numero di Avogadro, determinazione delle formule molecolari, esempi numerici Equazioni chimiche e stechiometria delle reazioni, Calcoli basati sulle equazioni chimiche, reagente limitante, resa di una reazione, concentrazione delle soluzioni, diluizione delle soluzioni, esempi numerici	X	X		
-------------------------------	--	---	---	--	--

3. La struttura degli atomi

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Chimica nucleare	Chimica nucleare, stabilità nucleare, decadimento radioattivo, reazioni nucleari, Radionuclidi, Velocità di decadimento e semivita; fissione e fusione			Fisica, BCI	X
Teorie atomiche	Particelle fondamentali, isotopi. Equazione di Planck, spettri atomici, atomo di Bohr, natura ondulatoria dell'elettrone. La visione quantomeccanica dell'atomo, numeri quantici.	X	X	Fisica, BCI	
	Equazione di Schrödinger		X		
	Orbitali atomici. Configurazioni elettroniche, struttura elettronica degli atomi, proprietà atomiche e periodicità.	X	X		
Tavola periodica	Metalli, nonmetalli, e metalloidi. Proprietà periodiche degli elementi, Raggi atomici, Energia di ionizzazione, Affinità elettronica, Raggi ionici, Elettronegatività.	Cenni	X		

4. Le reazioni chimiche

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Reazioni chimiche e reattività	Reazioni in soluzione acquosa, reazioni in fase gassosa, reazioni di ossidoriduzione, reazioni acido base, reazioni di spostamento, decomposizione e precipitazione. Bilanciamento reazioni redox. Acidi, basi e sali, definizioni e reazioni in soluzione acquosa, calcolo delle concentrazioni.	X	X	BCI	
	Bilanciamento delle reazioni e calcolo stechiometrico Esempi numerici	X	X		

5. Il legame chimico

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Legame ionico e solidi	Legame ionico , energia reticolare, solidi ionici. Solidi amorfi e cristallini.	X	X		
	Impacchettamento, cenni di cristallografia		X		
Legame covalente	Distanze, angoli ed energie di legame, formule di Lewis, regola dell'ottetto, cariche formali,	X	X	BCI, Chimica organica,	

	risonanza, teoria del legame di valenza. Legame covalente polare e non polare. Ibridazione, Struttura di legame di semplici molecole inorganiche.			Chimica biologica	
	Teoria della repulsione delle coppie elettroniche dellostrato di valenza, geometria molecolare.		X		
	Trattazione degli orbitali molecolari, diagramma dei livelli energetici, ordine di legame. Molecole biatomiche omonucleari, biatomiche eteronucleari. Correlazione struttura e proprietà con esempi.		X(cenni)		
Metalli	Legame metallico , conduttori, semiconduttori e isolanti	X	X		
Interazioni deboli	Legami deboli e solidi molecolari. Legame idrogeno	X	X	BCI, Chimica biologica	

6. I gas

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Gas perfetti e reali	Leggi dei gas , Boyle, Charles, Gay Lussac, Avogadro, condizioni standard. Equazione di stato dei gas ideali, esempi numerici	X	X	Fisica	
	Deviazioni dall'idealità ed equazione di van der Waals.		X		
miscele	Miscelegassose : Legge di Dalton delle pressioni parziali, esempi numerici		X		
Teoria cinetica	Teoria cinetico-molecolare, funzione di distribuzione	X	X	Fisica	

7. Termodinamica chimica

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Termo dinamica e primo principio	Calore e lavoro, energia, primo principio della termodinamica, termochimica, entalpia, calorimetria. Equazioni termochimiche.	X	X	Chimica Biologica	
	Stati standard e variazioni di entalpia standard.		X	Chimica Organica, Chimica Biologica	
	Legge di Hess. Variazione di energia interna, relazione tra ΔH e ΔE . Esempi numerici		X	Chimica Organica, Chimica Biologica	
Secondo principio	Secondo principio della termodinamica, spontaneità delle trasformazioni chimiche, Entropia, S e ΔS .	cenni	X	Chimica Organica, Chimica Biologica	
	Terzo principio della termodinamica		X		
	La variazione di energia libera, ΔG , e la spontaneità di una trasformazione. Influenza della temperatura sulla		X	Chimica Organica, Chimica Biologica	

	spontaneità di una trasformazione. Esempi numerici				
--	--	--	--	--	--

8. Cinetica chimica

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Leggi cinetiche	Velocità di reazione e fattori che influenzano la velocità di reazione. legge cinetica, ordine di una reazione Effetto della temperatura: l'equazione di Arrhenius. Esempi numerici		X	Chimica Biologica Chimica Organica	
Teoria cinetica e meccanismi	Teoria degli urti (collisioni),		X	Chimica Biologica, Chimica Organica	
	Teoria dello stato di transizione e Meccanismi di reazione			Chimica Biologica, Chimica Organica	
Catalisi	Catalizzatori omogenei ed eterogenei, esempi			Chimica Biologica Chimica Organica	

9. I liquidi e soluzioni

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Liquidi e solidi	Forze di attrazione intermolecolare e passaggi di stato. Evaporazione, Tensione di vapore, temperatura di ebollizione e fusione	X	X	Chimica biologica	
	Viscosità, tensione superficiale, capillarità				X
	Trasferimento di calore nei liquidi. Esempi numerici		X		
	Equazione di Clausius– Clapeyron		X		
	Trasferimento di calore nei solidi, sublimazione e tensione di vapore dei solidi		X		
	Diagrammi di stato liquidi puri, esempi			X	
Dissoluzione	Dissoluzione di solidi in liquidi, liquidi in liquidi (miscibilità), gas in liquidi Spontaneità del processo di dissoluzione. Effetto della temperatura e pressione sulla solubilità	cenni	X		
Proprietà colligative	Proprietà colligative, Abbassamento della tensione di vapore e legge di Raoult. Pressione osmotica. Esempi numerici		X		
	Colloidi		X		
	Proprietà colligative e dissociazione elettrolitica, elettroliti forti e deboli. Binomio di van't Hoff. Esempi numerici	X	X		

10. Equilibrio chimico

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
--	--	---------------	-----------	-----------------------------	----------------

Equilibrio	Derivazione termodinamica e cinetica dell'equilibrio chimico. Costante di equilibrio e quoziente di reazione. Alterazione di un sistema all'equilibrio: previsioni e principio di Le Chatelier Relazione tra K_p , K_x e K_c . Esempi numerici	X	X	Chimica Organica, Chimica biologica	
	Equilibri omogenei in fase gassosa, pressioni parziali e costante di equilibrio, Esempi numerici	X	X		
	Equilibri eterogenei. Esempi numerici		X		
	Influenza della temperatura sull'equilibrio chimico. Esempi numerici		X		
Equilibri ionici	Equilibri ionici in soluzione, acidi e basi, elettroliti forti e deboli, costanti di ionizzazione per acidi e basi deboli monoprotici e poliprotici. K_a e K_b . Autoionizzazione dell'acqua, K_w e scale del pH e del pOH. Esempi numerici.	X	X	BCI, Chimica organica, Chimica biologica	
	Solvolis, sali acidi e basi forti, sali di basi/acidi forti e acidi/basi deboli. Reazioni di neutralizzazione. Reazioni acido-base, equilibri di idrolisi di sali. Esempi numerici	X	X	BCI, Chimica biologica	
	Soluzioni tampone e curve di titolazione. Effetto dello ione in comune e soluzioni tampone. Preparazione delle soluzioni tampone, Indicatori acido-base, Curve di titolazione. Esempi numerici.	X	X	BCI, Chimica biologica	
	Prodotto di solubilità Sali poco solubili, solubilità, Esempi numerici	X	X		
	Effetto ione a comune, precipitazione frazionata Equilibri simultanei coinvolgenti composti poco solubili, Dissoluzione di precipitati.		X		

11. Elettrochimica

		Pre-requisito	Richiesto	Argomenti correlati nel CdS	Non necessario
Elettrochimica	Conduzione elettrica, elettrodi, pile ed elettrolisi, celle voltaiche, potenziali elettrodi standard	X	X	BCI, Fisiologia generale	
	Coulombometria e legge di Faraday dell'elettrolisi. Equazione di Nernst, esempi numerici		X		
Corrosione	Corrosione e protezione dalla corrosione, sovratensione, materiali elettrodi.		X (cenni)		

3. Esempi di esercizi d'esame/fogli di esercizi

Prova scritta d'esame. Esercizi numerici di stechiometria e quesiti di chimica generale a risposta multipla o a risposta aperta. Tipicamente 30 esercizi a risposta multipla da svolgere in 90 minuti o in alternativa 4-5 esercizi a risposta aperta da svolgere in 90 minuti. Livello di difficoltà degli esercizi: medio (rispetto a quelli svolti durante il corso).

Prove di esonero. Esercizi numerici di stechiometria e quesiti di chimica generale a risposta multipla o a risposta aperta. Tipicamente 30 esercizi a risposta multipla da svolgere in 90 minuti o in alternativa 4 esercizi a risposta aperta da svolgere in 60-80 minuti. Livello di difficoltà degli esercizi: medio (rispetto a quelli svolti durante il corso).

Esame orale. Domande di teoria e applicazioni specifiche. Particolare cura nella verifica delle competenze di nomenclatura, stechiometria dei composti e delle reazioni, analisi delle strutture elettroniche, costruzione delle strutture molecolari secondo la teoria del legame di valenza di Lewis, costruzione di modelli tridimensionali delle molecole, principi dell'equilibrio chimico, risposta alla dissoluzione in solvente acquoso di specie chimiche, calcolo del pH, celle galvaniche.

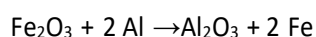
Si riportano due esempi di prove d'esame

Chimica Generale e Inorganica (Scienze Biologiche, canale A-C)

Prova scritta del 31 gennaio 2022

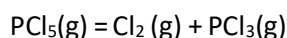
1. Si vuole raddoppiare la pressione osmotica di una soluzione 0.050 M di dicloruro di magnesio (MgCl_2) mediante aggiunta di glucosio ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$). Calcolare la massa di glucosio da aggiungere a 250.0 mL di soluzione (il volume della soluzione si può considerare invariato a seguito dell'aggiunta del glucosio).

2. Si consideri la seguente reazione, che si può considerare completa:



Calcolare: a) il $\Delta_f H^\circ$ e b) la quantità di ferro che si forma mettendo a reagire 150.0 g di alluminio con 790.0 g di Fe_2O_3 . ($\Delta_f H^\circ (\text{Fe}_2\text{O}_3) = -822.5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta_f H^\circ (\text{Al}_2\text{O}_3) = -1669.8 \text{ kJ/mol}$)

3. In un recipiente di volume fissato si introducono del pentacloruro di fosforo, PCl_5 , a una pressione non nota e cloro elementare, Cl_2 , alla pressione di 2.00 bar. Una volta raggiunto l'equilibrio di dissociazione



si osserva che la pressione parziale di Cl_2 è arrivata al valore di 2.40 bar. Sapendo che alla temperatura considerata la K_p dell'equilibrio è pari a 0.250, si calcoli la pressione iniziale di PCl_5 .

4. Dopo averne individuato il catodo e l'anodo, calcolare la forza elettromotrice (FEM) a 25 °C della pila a idrogeno così strutturata:



sapendo che $K_a(\text{HNO}_2) = 4.5 \cdot 10^{-4}$

5. Scrivere le principali formule di risonanza dello ione clorito, ClO_2^- , calcolare la carica formale su ciascun atomo e dedurre la geometria delle coppie elettroniche di valenza e dello scheletro molecolare.

PROVA SCRITTA DI CHIMICA GENERALE E INORGANICA

CdL Scienze Biologiche

Nome e Cognome	Matricola	e-mail
----------------	-----------	--------

Esercizio 1. Trovare il pH della soluzione ottenuta miscelando 10 mL di una soluzione acquosa 0.1 M di idrossido di sodio con un volume di 20 mL di una soluzione acquosa di acido fluoridrico 0.1 M ($\text{p}K_{\text{aHF}}=2.96$; si assumano i volumi come perfettamente additivi)

Esercizio 2. Trovare la solubilità molare di SrF_2 a 25°C sapendo che $K_{\text{ps}}=4.3 \cdot 10^{-9}$.

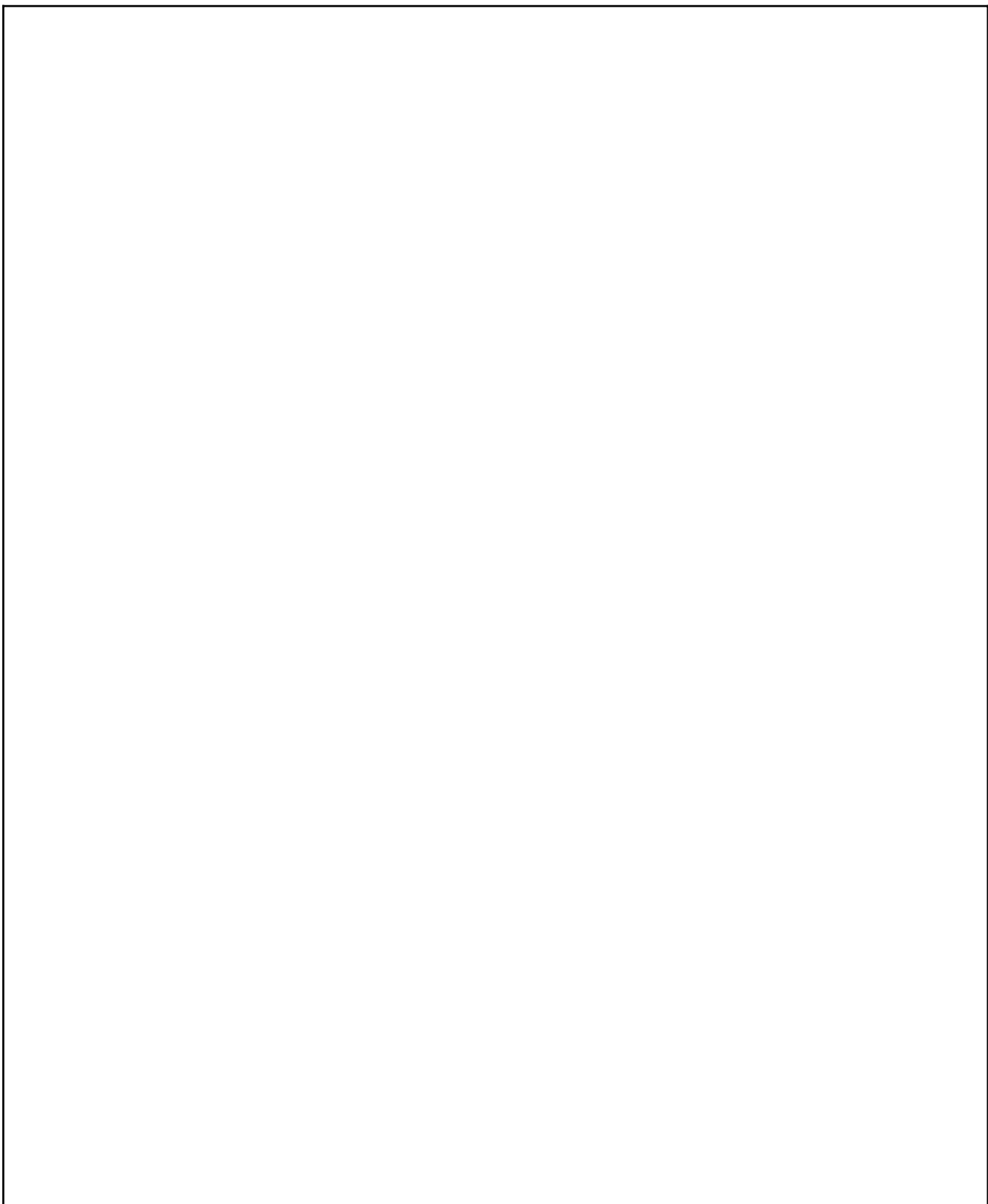
Esercizio 3. A 37°C l'energia libera del processo $2BH_3(g) \leftarrow \rightarrow B_2H_6(g)$ è pari a -88.83 kJ/mol. Calcolare la costante di equilibrio termodinamica a 37°C.

Esercizio 4. Bilanciare con il metodo ionico-elettronico la seguente reazione redox in forma molecolare: $NaMnO_4 + H_2O + SnO \rightarrow MnO_2 + NaOH + SnO_2$

Esercizio 5. Disegnare nello spazio tridimensionale le seguenti piccole molecole organiche identificando **(a)** le geometrie locali (tetraedrica, trigonale, etc.), **(b)** le ibridizzazioni (sp^3 , sp^2 , etc.) degli atomi di C, N, O (laddove presenti), e **(c)** evidenziando i frammenti planari (almeno 4 atomi complanari) attorno ai doppi legami

Acido acetico (CH_3COOH)

Anidride carbonica (CO_2)



Esercizio 6. Scrivere le principali formule di risonanza dello ione nitrito, NO_2^- , calcolare la carica formale su ciascun atomo e dedurre la geometria delle coppie elettroniche di valenza e dello scheletro molecolare