

Codi: 20547

Departament de Química

Universitat Autònoma de Barcelona

Grup 32 (primer semestre):

Professor de teoria:

Dr. J. Carles Bayón/e-mail: joancarles.bayon@uab.es (horari: DM, DX, DJ de 15-16 h, aula C3b-009)

Horari de consultes teoria: DM 11-13h (despatx C7/317)

Professor de problemes: Dr. Jordi García-Antón/e-mail: jordi.garciaanton@uab.cat (horari: DL 13-14 h, aula J002)

Horari de consultes problemes: DJ 11-13h (despatx C7/022)

Grup 31 (segon semestre):

Professor de teoria:

Dr. Jordi García-Antón/e-mail: jordi.garciaanton@uab.cat (horari: DL, DX, DV 16-17 h)

Horari de consultes: DX 11-13 h (despatx C7/022)

Professor de problemes: Dr. J. Carles Bayón/e-mail: joancarles.bayon@uab.es (horari: DJ 17-18 h)

Horari de consultes problemes: (DX 10-12 h) (despatx C7/317)

TEMARI

1. Termoquímica (Capítol 7, primer volum)

Conceptes bàsics: calor, capacitat calorífica i calor específic (7.1 i 7.2). Calor de reacció (7.3). Primer principi de la termodinàmica: energia interna, treball i funció d'estat (7.4 i 7.5). Entalpia: llei de Hess, entalpia de formació estàndard i entalpia de reacció estàndard. (7.6, 7.7 i 7.8). El problema de l'energia: els combustibles (7.9).

2. Principis de l'equilibri químic (capítol 16, segon volum)

Concepte d'equilibri, expressions i relacions entre les constants d'equilibri (16.1.16.2 i 16.3). El quocient de reacció Q (16.5). Modificacions de les condicions d'equilibri: principi de Le Châtelier (16.6). Càlculs d'equilibri: exemples (16.7).

3. Espontaneïtat i equilibri (Capítol 20, segon volum)

Espontaneïtat (20.1). Entropia (20.2 i 20.3). Segon principi de la termodinàmica: energia de Gibbs, energia de Gibbs estàndard, relació entre l'energia de Gibbs i la constant d'equilibri; predicció de la direcció d'un canvi químic (20.4, 20.5 i 20.6). Dependència de ΔG° i K_{eq} amb la temperatura (20.7). Reaccions acoblades (20.8).

4. Les solucions i les seves propietats (Capítol 14, primer volum)

Forces intermoleculars i processos de dissolució: solucions iòniques, solucions saturades i cristallització fraccionada (14.3 i 14.4). Solubilitat dels gasos (14.5). Pressió de vapor de les solucions (14.6). Descens crioscòpic i augment ebullioscòpic de les solucions (14.8 i 14.9).

5. Introducció a les reaccions en solució aquosa (Capítol 5, primer volum)

Naturalesa de les solucions aquoses (5.1). Reaccions de precipitació (5.2). Reaccions àcid-base. Principis generals de les reaccions redox: igualació de reaccions; agents oxidats i reductors (5.4, 5.5 i 5.6). Càlculs estequiomètrics en solucions aquoses i valoracions (5.7).

6. Àcids i bases (Capítol 17 i 18, segon volum)

Teories àcid-base: Arrhenius i Brønsted-Lowry (17.1 i 17.2). Autoionització de l'aigua i escala de pH (17.3). Àcids i bases forts (17.4). Àcids i bases febles (17.5). Àcids i bases polipròtics (17.6 i 18.5). Els ions com àcids i bases: hidròlisi i pH de les sals (17.7). Problemes de mescles d'àcids i bases (18.1). Solucions tampó o reguladores (18.2). Reaccions de neutralització: indicadors (18.4 i 18.3).

7. Solubilitat i equilibris de complexació (Capítol 19, segon volum)

Producte de solubilitat K_{ps} i solubilitat (19.1 i 19.2). Efecte de l'ió comú (19.3). Precipitació total i precipitació fraccionada (19.5 i 19.6). Solubilitat i pH: precipitació i redissolució de carbonats (19.7). Equilibris de complexació (19.8). Aplicació dels equilibris iònics a l'anàlisi qualitatiu d'ions (19.9).

8. Electroquímica (Capítol 21, segon volum)

Conceptes bàsics: reaccions redox. Potencial d'elèctrode i potencial estàndard d'elèctrode (21.1 i 21.2). Relació entre E , ΔG° i K_{eq} (21.3). Variació d' E amb la concentració: equació de Nernst (21.4). Bateries i piles (21.5). Corrosió (21.6). Electròlisi (21.7).

9. Introducció a la cinètica química (Capítol 15, segon volum)

Velocitat d'una reacció química (15.1). Mesura de la velocitat d'una reacció (15.2). Equació de velocitat i ordre de reacció (15.3, 15.4, 15.5 i 15.6). Velocitat de reacció i temperatura (15.9). Catàlisi (15.11).

Llibre de text:

R.H. Petrucci, W.S. Harwood, F.G. Herring: *Química general. Enlace químico y estructura de la materia*, 8a ed. Ed. Prentice Hall, 2003. (biblioteca)

Bibliografia addicional:

R. Chang: *Química General*, 9ª edició, Ed. McGraw-Hill, 2007.

American Chemical Society, *Química, Proyecto de la American Chemical Society*. Ed. Reverté, 2005.

P. Atkins, L. Jones: *Principios de Química*, 3ª edició, Ed. Panamericana, 2006.

M. Silva, J. Barbosa, *Equilibrios químicos y sus aplicaciones*, Ed. Síntesis 2002. (biblioteca)

Llibres de problemes:

J.A. López Cancio. *Problemas de Química. Cuestiones y ejercicios*. Prentice Hall, 2000. (biblioteca)

A. Navarrete, A. Garcia. *La resolución de los problemas en química*. Anaya, 2004. (biblioteca)

Formulació:

SALES; VILARRASA. *Introducció a la nomenclatura química*. 5a ed. Reverté SA, 2003 (biblioteca)

Adscripció al grup (NO s'acceptaran canvis de grup després del període de matriculació):

Grup 31 (2on semestre): Tots els alumnes de nou ingrés i els alumnes repetidors que optin per aquest grup

Grup 32 (1er semestre): Només els alumnes repetidors que optin per aquest grup

Avaluació de l'assignatura:

Grup 31: SEMICONTINUADA PER A LA 1a CONVOCATÒRIA. Tres exàmens parcials, cadascun comptabilitzant el 20 % de la nota total i un examen global que comptabilitza el 40%. Així, cada alumne obtindrà una *Nota exàmens*:

$Nota\ exàmens = 0,2 \cdot nota\ 1r\ par + 0,2 \cdot nota\ 2on\ parc + 0,2 \cdot nota\ 3er\ parc + 0,4 \cdot nota\ ex\ global$.

Fulls de problemes numerats lliurats (un per alumne!) a classe, que l'alumne ha de resoldre individualment i que es recolliran a la classe següent individual i personalment. Només es corregiran els fulls dels alumnes que ho sol·licitin el dia de l'examen global. A partir de la correcció dels fulls d'exercicis individuals, aquests alumnes obtindran una nota promig sobre 10 punts, que anomenarem *Nota treball individual*. Per aquests alumnes, la *Qualificació final* serà:

$Qualificació\ final = Nota\ exàmens + 0,3 (Nota\ treball\ individual - 5)$

Noteu que la nota treball individual pot restar si no es superen els 5 punts sobre 10 en aquesta nota

Pels alumnes que no sol·licitin la correcció dels fulls, la *Qualificació final* = *Nota exàmens*.

Per la 2a convocatòria, la qualificació correspondrà només a l'examen final de 2a convocatòria

Grup 32: ÚNICA. La qualificació consistirà en un sol examen final per cada convocatòria.

Dates d'examen:

Grup 32 (1er semestre): Exàmens únics. 1a convocatòria 4/2/09 matí. 2a convocatòria: 8/7/09 matí.

Grup 31 (2 semestre): Exàmens parcials: 27/3/09, 30/4/09, 02/6/09; examen global: 08/06/09; Examen 2a convocatòria: 01/09/09