



**Criteris específics de correcció i qualificació** per ser fets públics un cop finalitzades les proves **Química**

### SÈRIE 1

1. L'alumnat ha de respondre **quatre** preguntes escollides lliurement d'entre les set possibles. Cada pregunta val sempre 2,5 punts i la puntuació màxima de l'examen és 10. **En el cas que l'alumnat hagi respost més de quatre preguntes, el professorat corrector només valorarà les quatre primeres preguntes que hagin estat respostes.**
2. Cada pregunta consta de dos apartats (a i b) i cada apartat val sempre 1,25 punts. **Quan la resposta a un apartat és incompleta, aquesta pauta indica la puntuació que cal sumar d'acord als passos que l'alumnat ha fet bé.**
3. **Un error no s'ha de penalitzar dues o més vegades en la mateixa pregunta.** Si un càlcul necessita un resultat anterior, i aquest és erroni, cal valorar la resposta independentment del valor numèric, i tenir en compte el procediment de resolució.
4. **No és obligatori que l'alumnat hagi seguit estrictament els passos que s'indiquen en aquesta pauta.** L'alumnat pot arribar a la resposta final mitjançant altres raonaments o processos.



**Criteris específics de correcció i qualificació** per ser fets públics un cop finalitzades les proves **Química**

### PREGUNTA 1a

#### Formulació

carbonat de calci  $\text{CaCO}_3$

carbonat de magnesi  $\text{MgCO}_3$

#### Solubilitat màxima

Les equacions de solubilitat es poden escriure:

$$K_{ps}(\text{CaCO}_3) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 4,50 \times 10^{-9}$$

$$K_{ps}(\text{MgCO}_3) = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 3,50 \times 10^{-8}$$

[0,2 p]

Per als dos metalls i donada l'estequiometria 1:1 d'ambdues sals, l'equació de solubilitat es pot simplificar:

$$K_{ps} = S \cdot S$$

La solubilitat del metall (S) es pot calcular:

$$S = (K_{ps})^{1/2}$$

$$S(\text{Ca}^{2+}, \text{CaCO}_3) = (4,5 \times 10^{-9})^{1/2} = 6,71 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$S(\text{Mg}^{2+}, \text{MgCO}_3) = (3,5 \times 10^{-8})^{1/2} = 1,87 \times 10^{-4} \text{ M}$$

[0,4 p]

#### Precipitació

La concentració molar de carbonat:

$$11,5 \text{ mg} \cdot \text{L}^{-1} \text{ CO}_3^{2-} \times (1 \text{ g} / 10^3 \text{ mg}) \times (1 \text{ mol CO}_3^{2-} / 60 \text{ g CO}_3^{2-}) = 1,92 \times 10^{-4} \text{ M CO}_3^{2-}$$

La solubilitat (M) de cada metall amb aquesta concentració de carbonat:

$$[\text{Ca}^{2+}] = K_{ps}(\text{CaCO}_3) / 1,92 \times 10^{-4} = 2,34 \times 10^{-5} \text{ M Ca}^{2+}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = K_{ps}(\text{MgCO}_3) / 1,92 \times 10^{-4} = 1,82 \times 10^{-4} \text{ M Mg}^{2+}$$

[0,3 p]

La solubilitat (mg/L) de cada metall:

$$[\text{Ca}^{2+}] = 2,34 \times 10^{-5} \text{ mols/L Ca}^{2+} \times (40,1 \text{ g} / 1 \text{ mol}) \times (10^3 \text{ mg} / 1 \text{ g}) = 0,94 \text{ mg/L Ca}^{2+}$$

$$[\text{Mg}^{2+}] = 1,82 \times 10^{-4} \text{ mols/L Mg}^{2+} \times (24,3 \text{ g} / 1 \text{ mol}) \times (10^3 \text{ mg} / 1 \text{ g}) = 4,44 \text{ mg/L Mg}^{2+}$$

[0,25 p]

Quan la concentració de carbonat és 11,5 mg/L:

- A concentracions de calci superiors a 0,94 mg/L, el carbonat de calci precipita.

- A concentracions de magnesi superiors a 4,44 mg/L, el carbonat de magnesi precipita.

[0,1 p]

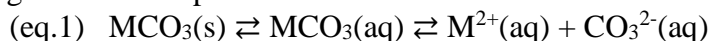


### PREGUNTA 1b

#### Determinar l'efecte de la disminució de pH

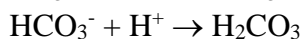
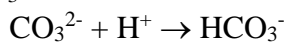
Els ions involucrats en els equilibris de solubilitat són:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ .

En general  $\text{M}^{2+}$  representa el metall:



Una disminució del pH del medi és conseqüència d'un augment de la concentració de  $\text{H}^+$ .  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  no tenen propietats bàsiques per poder reaccionar amb els  $\text{H}^+$ .

$\text{CO}_3^{2-}$  reacciona amb els  $\text{H}^+$ :



També és vàlid:  $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

Una disminució del pH comportarà que els  $\text{H}^+$  reaccionin amb els  $\text{CO}_3^{2-}$ , que són els productes de l'equilibri 1 (eq.1), en conseqüència l'equilibri es desplaçarà cap a la dreta i, per tant, disminuiran els reactius  $\text{MCO}_3(\text{s})$ . **[0,85 p]**

Afegir vinagre equival a posar en contacte els carbonats de calci i magnesi amb una dissolució aquosa d'àcid acètic, que estarà en equilibri amb una certa quantitat de  $\text{H}^+$ . Aquesta mesura és adequada atès que el vinagre dissol els carbonats.

**[0,4 p]**



## PREGUNTA 2a

### Configuracions electròniques, energia d'ionització i afinitat electrònica

El nombre atòmic  $Z$  indica el nombre de protons d'un element. Per a un àtom en el seu estat fonamental, càrrega zero,  $Z$  també equival al nombre d'electrons.

Les configuracions electròniques són:

fluor ( $Z=9$ , 9 electrons)	$1s^2 2s^2 2p^5$	
neó ( $Z=10$ , 10 electrons)	$1s^2 2s^2 2p^6$	
sodi ( $Z=11$ , 11 electrons)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	[0,25 p]

**L'energia d'ionització és la quantitat d'energia que un àtom en estat gasós ha d'absorbir perquè es desprengui un electró.** En condicions normals, un àtom mai desprèn energia de forma espontània, per tant, és una magnitud amb **signe positiu**:

- fluor: l'elevada càrrega nuclear efectiva dels 9 protons del nucli realitza una forta atracció dels electrons. Els electrons de l'orbital atòmic  $2p$  es troben relativament a prop del nucli. Cal aportar molta energia per arrencar un electró de l'orbital atòmic  $2p$  que es troba gairebé ple.
- neó: l'àtom té una configuració electrònica molt estable amb els orbitals  $2s$  i  $2p$  plens. A més, l'augment d'un protó al nucli incrementa la càrrega nuclear efectiva. Per tant, comparat amb el fluor, cal aportar encara més energia per arrencar un electró de l'orbital atòmic  $2p$ .
- sodi: l'únic electró de l'orbital atòmic  $3s$  es troba més lluny del nucli, que no pas els del  $2p$ . En arrencar un electró, l'ió resultant tindrà la mateixa i molt estable configuració electrònica del neó. Cal aportat poca energia per arrencar un electró de l'orbital atòmic  $3p$ , més llunyà del nucli.

[0,5 p]

**L'afinitat electrònica és el canvi d'energia que es produeix quan un àtom en estat gasós capta un electró.** En funció de les característiques de l'àtom, en captar un electró es pot guanyar o perdre energia:

- fluor: quan l'àtom capta un electró, l'ió resultant és l'anió fluorur amb la mateixa i molt estable configuració electrònica del neó. Per tant, l'energia despesa serà de magnitud gran en valor absolut.
- neó: l'àtom només té orbitals atòmics  $1s$ ,  $2s$  i  $2p$ , els quals estan totalment plens. Per tant, li costarà molt captar un electró per formar l'anió corresponent.
- sodi: l'àtom té un orbital  $3s$  semiplè que pot encabir un electró més. Ara bé, l'anió resultant tindrà un excés de càrregues negatives relativament lluny del nucli, fet que és energèticament desfavorable. Per tant, l'energia aportada serà de magnitud moderada en valor absolut.

[0,5 p]



## PREGUNTA 2b

### Ió més estable i radi iònic

**El ió més estable que es forma d'un àtom elemental depèn de les configuracions electròniques abans i després de captar o perdre un o més electrons:**

fluor: l'àtom necessita **captar** un electró per aconseguir la configuració electrònica de gas noble. L'anió **fluorur  $F^-$**  té el mateix nombre d'electrons que el neó.

neó: l'àtom és molt estable i li costarà molt formar un ió donada la seva configuració electrònica amb tots els orbitals atòmics plens.

sodi: l'àtom necessita **perdre** un electró per aconseguir la configuració electrònica de gas noble. El **catió  $Na^+$**  té el mateix nombre d'electrons que el neó.

[0,65 p]

**El radi iònic d'un àtom ionitzat és la distància entre el nucli i l'electró més llunyà.** Depèn de la relació entre nombre de protons i electrons. L'ió tindrà un radi menor com major sigui la càrrega nuclear efectiva.

anió fluorur: l'anió té 9 protons i 10 electrons. Hi ha un excés de càrregues negatives que es repelen entre sí.

catió sodi: el catió té 11 protons i 10 electrons. Hi ha un excés de càrregues positives que atrauen més fortament els electrons.

En conseqüència, **el radi iònic del catió sodi és inferior al de l'anió fluorur.**

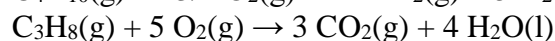
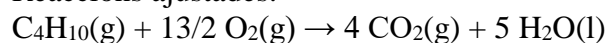
[0,6 p]



**Criteris específics de correcció i qualificació** per ser fets públics un cop finalitzades les proves **Química**

### PREGUNTA 3a

Reaccions ajustades:



[0,25 p]

### Determinar l'entalpia de combustió estàndard

Entalpia de la reacció de combustió:

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = (\sum n_p \Delta H^\circ_{\text{f, productes}}) - (\sum n_r \Delta H^\circ_{\text{f, reactius}})$$

Butà:

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = [4 \times \Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{CO}_2) + 5 \times \Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O})] - [(1 \times \Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{C}_4\text{H}_{10}))]$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = [4 \times -393,5 + 5 \times -285,8] - [(1 \times -126,2)] = -2876,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ C}_4\text{H}_{10}$$

[0,5 p]

Propà:

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = [3 \times \Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{CO}_2) + 4 \times \Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{H}_2\text{O})] - [(1 \times \Delta H^\circ_{\text{f}}(\text{C}_3\text{H}_8))]$$

$$\Delta H^\circ_{\text{reacció}} = [3 \times -393,5 + 4 \times -285,8] - [(1 \times -103,8)] = -2219,9 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ C}_3\text{H}_8$$

[0,5 p]

### PREGUNTA 3b

#### Efecte hivernacle

Quin combustible genera més mols de CO<sub>2</sub> per quantitat de calor alliberada:

Butà:

Calor a pressió constant per mol de CO<sub>2</sub> = -2876,8 kJ / 4 mols de CO<sub>2</sub> = -719,2 kJ·mol<sup>-1</sup> de CO<sub>2</sub>

L'invers del valor anterior representa el nombre de mols de CO<sub>2</sub> per quantitat de calor alliberada:

$$(719,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de CO}_2)^{-1} = 1,39 \times 10^{-3} \text{ mol de CO}_2 \cdot \text{kJ}^{-1}$$

Propà:

Calor a pressió constant per mol de CO<sub>2</sub> = -2219,9 kJ / 3 mols de CO<sub>2</sub> = -740,0 kJ·mol<sup>-1</sup> de CO<sub>2</sub>

El nombre de mols de CO<sub>2</sub> per quantitat de calor alliberada:

$$(740,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ de CO}_2)^{-1} = 1,35 \times 10^{-3} \text{ mol de CO}_2 \cdot \text{kJ}^{-1}$$

[0,5 p]

**El butà allibera més mols de CO<sub>2</sub> per quantitat de calor alliberada, per tant, el butà contribueix més a l'augment de l'efecte hivernacle.**

[0,75 p]



**Criteris específics de correcció i qualificació** per ser fets públics un cop finalitzades les proves **Química**

### PREGUNTA 4a

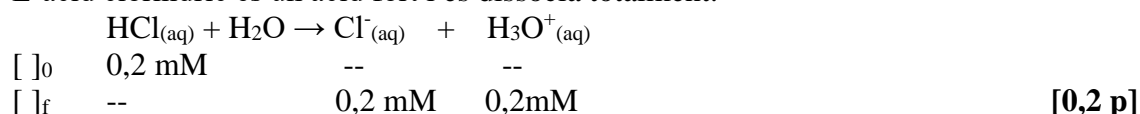
#### Formulació

àcid clorhídric HCl

àcid acètic CH<sub>3</sub>COOH

#### Determinació pH i concentració àcid acètic

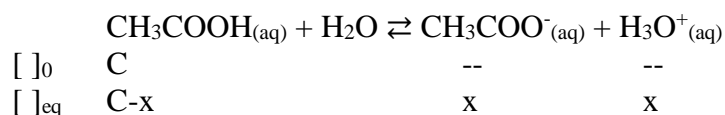
L'àcid clorhídric és un àcid fort i es dissocia totalment:



Per calcular el pH =  $-\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log (2 \times 10^{-4} \text{ M}) = 3,7$

**El pH de les dues dissolucions és 3,7.** [0,3 p]

L'àcid acètic és un àcid feble:



Si tenen el mateix pH, tindran la mateixa  $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,2 \text{ mM} = 2 \times 10^{-4} \text{ M} = x$  [0,3 p]

$$K_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}] \rightarrow 1,8 \times 10^{-5} = x^2 / (C-x)$$

Substituït x i aïllant C:

$$C = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 2,42 \times 10^{-3} \text{ M} \quad [0,45 \text{ p}]$$

No es pot menysprear x davant de C atès que ambdues magnituds són d'ordre similar (aproximadament 1/10). Si es comet aquest error, el càlcul de C es considerarà incorrecte.



**Criteris específics de correcció i qualificació** per ser fets públics un cop finalitzades les proves **Química**

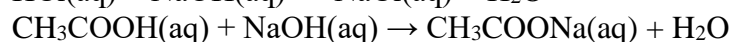
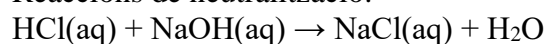
### **PREGUNTA 4b**

#### **Formulació.**

hidròxid sòdic NaOH

#### **Valoracions dels àcids amb hidròxid de sodi**

Reaccions de neutralització:



**[0,25 p]**

pH dels punts d'equivalència:

#### **HCl+NaOH:**

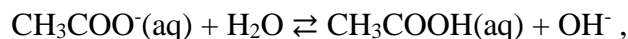
Al punt d'equivalència només hi ha NaCl en dissolució, que es una sal que es dissocia en  $\text{Cl}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$ . El  $\text{Cl}^-$  és un ió que prové d'un àcid fort i, per tant, no farà hidròlisi. El  $\text{Na}^+$  prové d'una base forta i no farà hidròlisi, per tant **el pH del punt d'equivalència serà neutre.**

**[0,5 p]**

#### **CH<sub>3</sub>COOH+NaOH:**

Al punt d'equivalència només hi ha CH<sub>3</sub>COONa en dissolució, que es dissociarà en  $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq}) + \text{Na}^+(\text{aq})$ .

El  $\text{Na}^+(\text{aq})$  no farà hidròlisi. El  $\text{CH}_3\text{COO}^-(\text{aq})$  és una base conjugada que prové d'un àcid feble i farà hidròlisi:



per tant, **el pH en el punt d'equivalència serà bàsic.**

**[0,5 p]**





**Criteris específics de correcció i qualificació** per ser fets públics un cop finalitzades les proves **Química**

### PREGUNTA 5a

Reacció ajustada:  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$

#### Relació entre $K_c$ i $K_p$ , càlcul de $K_p$

Quan en una reacció en equilibri totes les espècies que intervenen són gasos és habitual utilitzar la constant  $K_p$ , en funció de les pressions parcials dels gasos, en lloc de la  $K_c$ , en funció de les concentracions.

La  $K_p$  i la  $K_c$  estan relacionades per la següent expressió:

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

$R$  = constant universal dels gasos ideals

$T$  = temperatura en K

$\Delta n$  = increment del nombre de **mols de gasos** al passar de reactius a productes

[0,6 p]

$$K_c = 4,0 \times 10^4$$

$$\Delta n = 2 \text{ mols NO} - 1 \text{ mol N}_2 - 1 \text{ mol O}_2 = 0$$

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 4,0 \times 10^4 (RT)^0 = 4,0 \times 10^4 \times 1 = 4,0 \times 10^4$$

$$K_p = 4,0 \times 10^4$$

[0,65 p]

### PREGUNTA 5b

#### Càlcul pressions parcials

A l'equilibri:  $P_{\text{NO}} = 0,2 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{N}_2} = P_{\text{O}_2} = x$

$$K_p = \frac{(P_{\text{NO}})^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{O}_2}} \quad ; \quad 4 \times 10^4 = \frac{(0,2 \text{ atm})^2}{x^2} \quad ; \quad x^2 = \frac{(0,2 \text{ atm})^2}{4 \times 10^4}$$

$$x = 10^{-3} \text{ atm}$$

$$P_{\text{N}_2} = P_{\text{O}_2} = 10^{-3} \text{ atm}$$

[0,75 p]

#### Efecte de la pressió en la formació de monòxid

El nombre de mols de gasos és igual a reactius i productes.  $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO}(\text{g})$

**Una variació de la pressió no modificarà el desplaçament de l'equilibri, per tant, no afavorirà la formació del NO.**

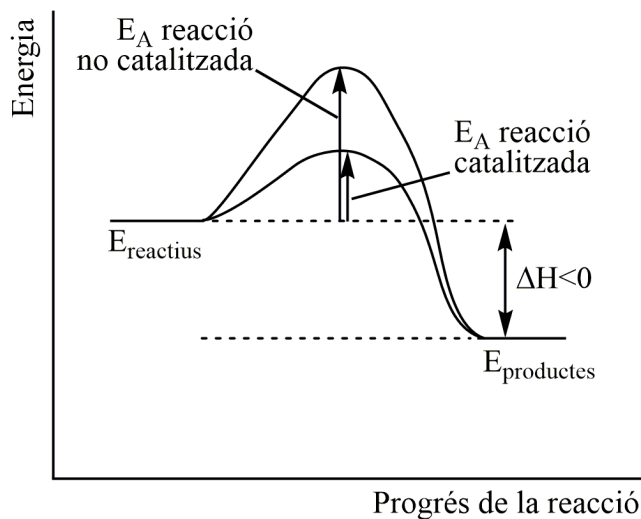
[0,5 p]



### PREGUNTA 6a

#### Diagrama energètic i variació d'entalpia

Diagrama energètic:



[0,75 p]

La catàlisi de la reacció no influeix en la variació d'entalpia. L'energia de reactius i productes és la mateixa amb o sense catalitzador.

[0,5 p]

### PREGUNTA 6b

#### Descripcions d'acord al model de l'estat de transició

Quan les molècules dels reactius s'aproximen, experimenten una deformació que, en el xoc, origina un estat intermedi d'alta energia i curta durada anomenat *estat de transició*. L'energia addicional que han d'absorbir les molècules dels reactius perquè en xocar formin l'estat de transició és l'energia d'activació.

[0,5 p]

L'energia d'activació  $E_A$  de la reacció catalitzada és menor que per a la no catalitzada.

[0,35 p]

L'augment de temperatura fa que un percentatge més alt de molècules tinguin  $E > E_a$  i puguin superar la barrera energètica per passar a productes, per tant, la reacció és més ràpida.

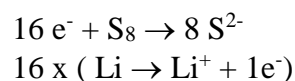
[0,4 p]



**Criteris específics de correcció i qualificació** per ser fets públics un cop finalitzades les proves **Química**

### PREGUNTA 7a

#### Semireaccions, reaccions, elèctrodes i potencial sofre



Sofre: càtode, polaritat +  
Liti: ànode, polaritat - [0,4 p]

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{càtode}} - E^\circ_{\text{ànode}}$$
$$2,23 = E^\circ_{\text{càtode}} - (-3,05)$$
$$E^\circ_{\text{càtode}} = -0,82 \text{ V} \quad [0,55 \text{ p}]$$

### PREGUNTA 7b

#### Grams de liti per a 10 h de descàrrega d'una pila

10 hores = 36000 segons

$$I = q / t ; 0,5 \text{ A} = q / 36000 \text{ s} ; q = 18000 \text{ C} \quad [0,5 \text{ p}]$$

$$18000 \text{ C} \times (1 \text{ mol } e^- / 96500 \text{ C}) \times (1 \text{ mol Li} / 1 \text{ mol } e^-) \times (6,94 \text{ g} / 1 \text{ mol Li}) = \mathbf{1,29 \text{ g Li}}$$

[0,75 p]