

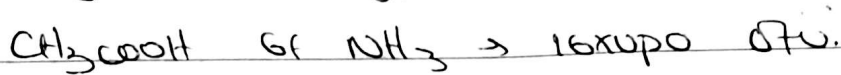
5.2 Ιονισμός Δέσμων - Βάσεων

Βαθμός Ιονισμού α : το πηλίκο των mol που ιονίζονται προς τα συνολικά mol του ηλεκτρολύτη και εκφράζει την αιτιότητα.

Εξαρτάται:

1) φύση του ηλεκτρολύτη (παρακάτω αναλύεται)

2) φύση του διαλύτη:

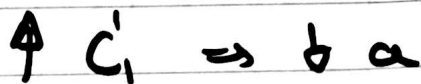


3) θερμοκρασία:

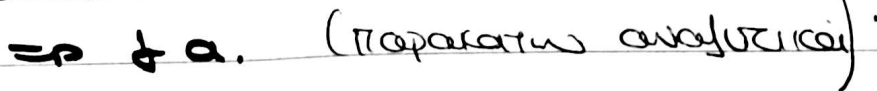


επειδή η αντίδραση ιονισμού είναι ενδόθετη

4) ζ ηλεκτρολύτη:



5) παρουσία κοινού ιόντος:



Δεία

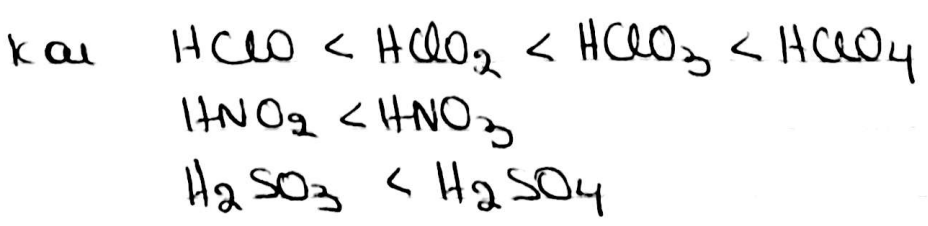
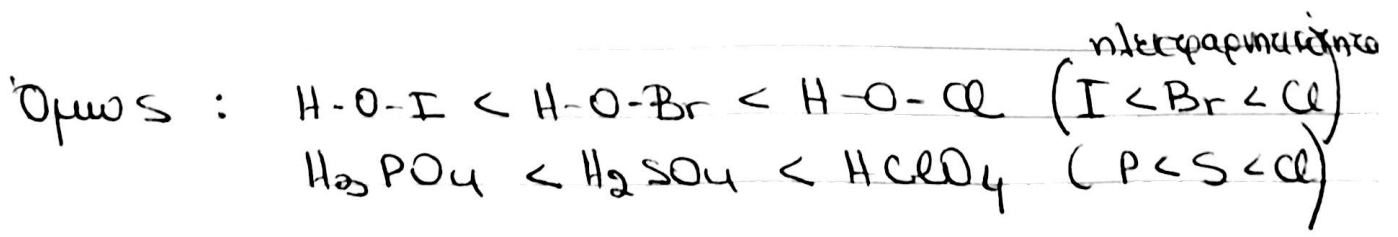
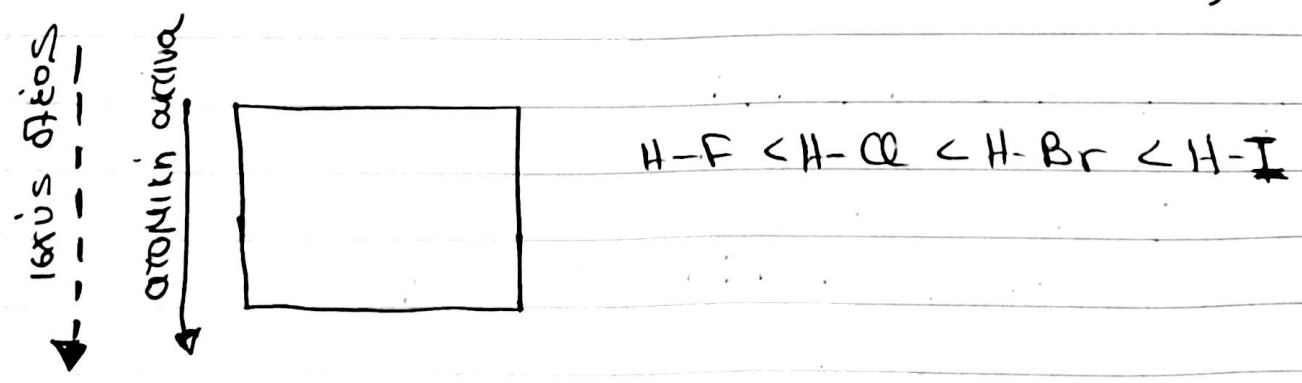
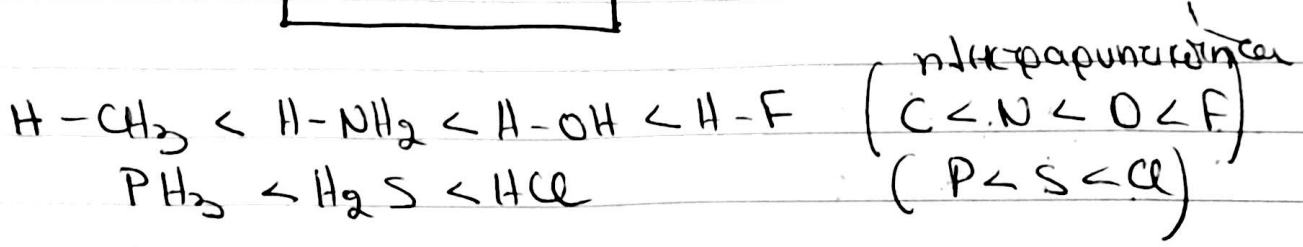
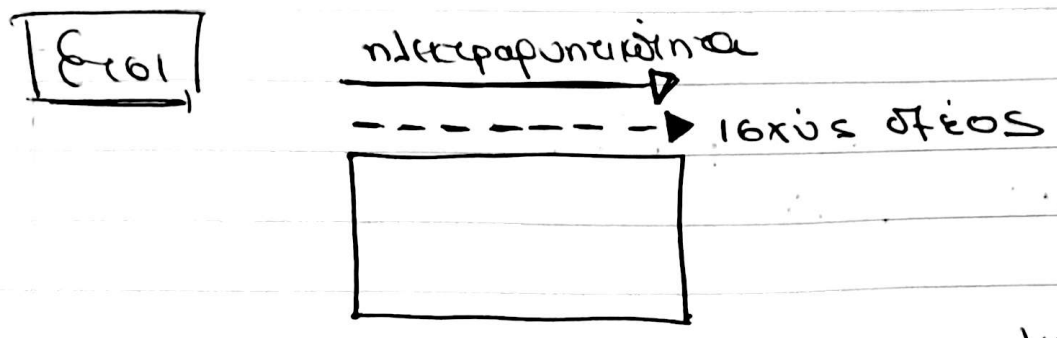
Η ισχύς ενός δεία $\text{H}-\text{A}$ εξαρτάται από την ισχύ του δεσμού $\text{H}-\text{A}$.

[Όσο αδρανέστερος ο δεία $\text{H}-\text{A}$, τόσο πιο εύκολα αποβάλλει H^+ , άρα τόσο ισχυρότερο το διαλ.]

- Ηλεκτραρρητικότητα: όσο πιο πολωμένος ο δεία $\text{H}-\text{A}$, τόσο ευκολότερα διασπάται και δίνει H^+ .

- μέγεθος A: όσο μεγαλύτερη η ατομική αρίθμια του A, τόσο αυξάνει νεότερος ο δείκτης HA

- επαγωγικό φαινόμενο (+I)



όσο ↑ ο αριθμός O ⇒ τόσο ισχυρότερο το οξύ
 (-I επαγωγικό φαινόμενο)

πράξεις

Ισχύς Οξείας

→

	VA	VIA	VIIA
Ισχύς Πράξης ↑	NH ₃	H ₂ O	HF
	PH ₃	H ₂ S	HCl
	AsH ₃	H ₂ Se	HBr
	SbH ₃	H ₂ Te	HI

← Ισχύς Πράξης

↓ Ισχύς Οξείας

Επαγωγικό φαινόμενο ± I

↳ μετακίνηση e⁻ ως δέσμια (πράξη)

λόγω παρουσίας μεταλλικών ομάδων ή στοιχείων

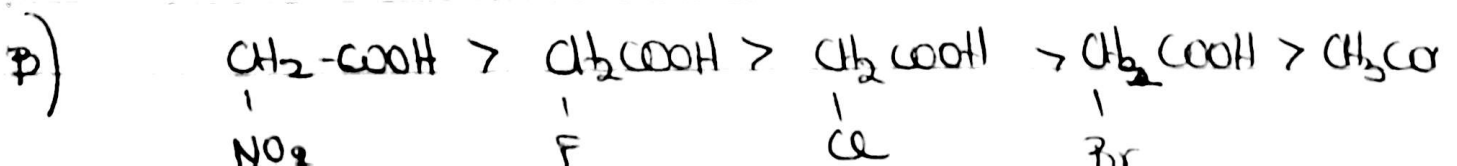
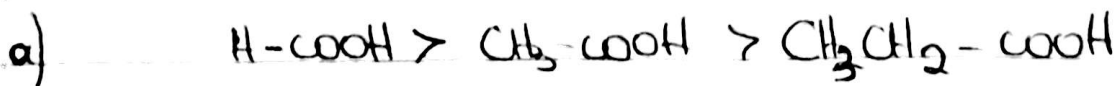
-I: ελκύει e⁻ πχ τα ηλεκτραρνητικά (-F, -Cl, -OH, -CN)

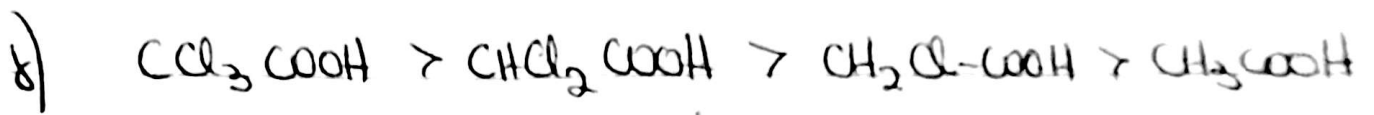
+I: δότες e⁻ πχ τα μέταλλα, τα αλκύλια R και οργανικά φορεσόμενα ομάδες (O, COO⁻...)



[-I] -NO₂, -NO, -CN, -F, -Cl, -Br, -I, -OH, -NH₂, -C₆H₅
 -O⁻, -COO⁻, R(C₂H₅ > CH₃-), H

στέα: ↑ Ισχύς με -I
 ↓ Ισχύς με +I





Βάσεις : ↑ ισχυρότερη με +I
↓ ισχυρότερη με -I



οι αμίνες είναι ισχυρότερες βάσεις από την NH_3

